

MANUAL DE LABORATORIO

QUIMICA GENERAL

CIENCIAS DE LA SALUD

Dra. Rosa D. Aguilar Alva

Dr. Juan M. García Armas

Dra. Zoila N. Honores Ganoza

MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL PARA CIENCIAS DE LA SALUD

Dra. Rosa Aguilar A.

Dr. J. Marlon García A.

Dra. Zoila Honores G.

2023

Manual de Practicas

de Laboratorio de Química General

Ciencias de la Salud

DATOS DEL ALUMNO

Apellidos y Nombre:…………………………………

Horario de Práctica:…………………………………

Profesores de Practica de Laboratorio:

……………………………………………………………………………………………

……………………………………………………………………………………………

2023

PROLOGO

Las prácticas de laboratorio son parte esencial de las asignaturas de carácter experimental, por lo que su realización se considera imprescindible para una buena formación científica. En consecuencia, las prácticas son de carácter obligatorio, las que serán evaluadas de manera cognitiva, procedimental y actitudinal para conocer el aprovechamiento logrado a través de ellas.

Debido a las particularidades del trabajo de laboratorio es imprescindible el conocimiento de normas de carácter general pues este involucra el manejo de sustancias químicas potencialmente peligrosas, por lo que una parte fundamental de dichas normas se refiere a las medidas de seguridad. Las actividades a realizar requieren de la manipulación de dichas sustancias empleando un material de laboratorio adecuado para tal efecto. Durante la realización del trabajo de laboratorio se efectúan una serie de operaciones de carácter general, que se describen como técnicas generales. Para la realización del trabajo se siguen metodologías puestas a punto que se encuentran en los protocolos correspondientes.

En presente trabajo se describe el uso de técnicas en microescala, que utilizan cantidades muy pequeñas de sustancias y solventes, y que permiten observar los fenómenos con la misma claridad que las técnicas convencionales. El uso de cantidades tan pequeñas de reactivos reporta, entre otras, las siguientes ventajas:

- Disminución notable en el gasto de reactivos y en la generación de residuos, lo que incide en el cuidado de nuestro medio ambiente;
- Disminución de la exposición a sustancias potencialmente dañinas.
- Incremento en la seguridad tanto de estudiantes como profesores en el trabajo de laboratorio mediante la reducción de los riesgos en caso de accidentes.
- Reducción de los espacios para almacenar reactivos y equipos.
- Disminución importante en los costos de laboratorio.
- Reducción del tiempo que se emplea en la realización de los experimentos.

Esperamos que el alumno tome debida atención y asuma responsablemente su trabajo en el laboratorio.

LOS AUTORES

INDICE GENERAL

CONTENIDOS **PÁG**

INSTRUCCIONES GENERALES Y NORMAS DE SEGURIDAD 06

PRACTICA 1: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS..12

PRACTICA 2: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS...26

PRACTICA 3: MATERIALES Y EQUIPOS DE LABORATORIO EN METODOS FÍSICOS Y QUÍMICOS...36

PRACTICA 4: AISLAMIENTO DEL PRINCIPIOS ACTIVOS EN UNA TABLETA DE ASPIRINA Y EN UN MATERIAL VEGETAL MEDIANTE TÉCNICAS DE SEPARACIÓN FÍSICA 43

PRACTICA 5: REACCIONES QUÍMICAS..51

PRACTICA 6: SOLUCIONES, ELECTRÓLITOS Y CONCENTRACIÓN 61

PRACTICA 7: ACIDO- BASE 70

PRACTICA 8: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS: HIDROCARBUROS 82

PRACTICA 9: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS: OXIGENADOS Y NITROGENADOS..90

PRACTICA 10: ESTRUCTURAS DE COMPUESTOS ORGÁNICOS 96

PRACTICA 11: REACTIVIDAD DE COMPUESTOS ORGÁNICOS..103

PRACTICA 12: IDENTIFICACIÓN Y PROPIEDADES DE LAS BIOMOLÉCULAS..........................114

INSTRUCCIONES GENERALES Y NORMAS DE SEGURIDAD

LABORATORIO DE QUIMICA

El laboratorio de química es un ambiente físico, donde se desarrollan experimentos con la finalidad de que el estudiante complemente conocimientos, desarrolle su capacidad de observación, genere habilidades y destrezas en la manipulación de materiales, equipos y reactivos de laboratorio. Incentiva la adquisición de los hábitos del método científico a través de la observación de los experimentos y la toma de datos necesarios para obtener resultados confiables.

INSTRUCCIONES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

- Llegar puntual a las prácticas.
- Leer con anticipación la práctica a realizar y desarrollar las actividades previas correspondientes.
- Cada sesión de laboratorio genera un informe que será entregado en la siguiente práctica en sus respectivos horarios. Es la única fecha y la entrega es de carácter obligatorio. El alumno debe desarrollar el formato de informe que se encuentra en la presente guía (ver página 8).
- La inasistencia injustificada a cualquier práctica impide al alumno la presentación del informe de laboratorio correspondiente.

MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

1. Para cada sesión de práctica el alumno debe utilizar un mandil blanco lo cual es de carácter obligatorio, para protección, seguridad, limpieza y asegurar un trabajo adecuado y ordenado.
2. Los alumnos vestirán sus mandiles antes de ingresar al laboratorio.
3. Está prohibido fumar, comer y/o beber en el laboratorio.
4. Está prohibido el uso de celulares o cualquier otro tipo de equipos electrónicos durante la práctica.
5. Lavarse las manos al final del trabajo de laboratorio y cada vez que se sospeche que ha estado en contacto con algún material contaminado.
6. Al entrar la piel en contacto con ácidos o bases fuertes, lavarse inmediatamente con abundante agua. Para el caso de los ácidos aplicarse una solución saturada de bicarbonato de sodio; para las bases utilice una solución al 5% de ácido acético
7. Cuidar como propio todo bien que encuentren o utilicen en el laboratorio. El alumno es responsable de los materiales asignados para el desarrollo de la práctica, el deterioro implica reposición obligatoria.
8. El manejo de materiales, instrumentos, equipos y reactivos solo se realizará con autorización del profesor. Los experimentos no autorizados están prohibidos.
9. Los desechos sólidos, líquidos y las sales solubles deben ser depositados en los recipientes indicados por el profesor para su posterior tratamiento
10. No se debe arrojar desperdicios al lavadero
11. En el caso de incendiarse la ropa de una persona se deberá pedir ayuda inmediatamente. Debe tenderse en el piso y rodar sobre sí mismo para apagar las llamas. No es recomendable utilizar el extintor sobre una persona.

12.Usar zapatos siempre y cuando éstos le den protección a los pies. Por ejemplo, las sandalias no son pertinentes en el laboratorio ya que permiten el contacto de líquidos con el pie.

13.El cabello debe mantenerse recogido en todo momento ya que es un peligro inminente porque puede entrar en ignición por acción de una llama.

14.Cuando se haga reacciones en un tubo de ensayo nunca se debe apuntar con la boca del tubo hacia sí mismo o hacia alguien más.

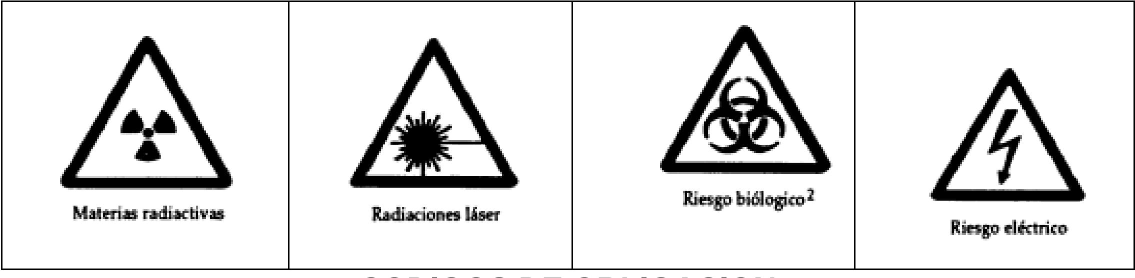
15.Es necesario mantener siempre limpio y ordenados el espacio de trabajo.

TABLA DE SÍMBOLOS DE RIESGO O PELIGROSIDAD

Símbolos	Clasificación	Precaución	Ejemplos
E Explosivo	Sustancias y preparaciones que pueden explotar bajo efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o fricciones que el dinitrobenceno.	Evitar golpes, sacudidas, fricción, flamas o fuentes de calor.	• Nitroglicerina
O Comburente	Sustancias que tienen la capacidad de incendiar otras sustancias, facilitando la combustión e impidiendo el combate del fuego.	Evitar su contacto con materiales combustibles.	• Oxígeno • Nitrato de potasio • Peróxido de hidrógeno
Extremadamente inflamable	Sustancias y preparaciones líquidas, cuyo punto de inflamación se sitúa entre los 21 °C y los 55 °C	Evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).	• Hidrógeno • Etino • Éter etílico
F Fácilmente inflamable	Líquidos con punto de inflamación inferior a 21 ºC que no son altamente inflamables. Sustancias que por acción breve de una fuente de inflamación pueden inflamarse fácilmente y luego pueden continuar quemándose.	Mantener lejos de llamas abiertas, chispas y fuentes de calor.	• Benceno • Etanol • Acetona

T+ **Muy tóxico**	Por inhalación, ingesta o absorción a través de la piel, provoca graves problemas de salud e incluso la muerte.	Todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.	• Cianuro • Trióxido de arsenio • Nicotina
T Tóxico	Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos graves, agudos o crónicos a la salud.	Todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.	• Cloruro de bario • Monóxido de carbono • Metanol
C Corrosivo	Estos productos químicos causan destrucción de tejidos vivos y/o materiales inertes.	No inhalar y evitar el contacto con la piel, ojos y ropas.	• Ácido clorhídrico • Ácido fluorhídrico
Xn Nocivo	Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos a la salud de forma temporal o alérgica.	Debe ser evitado el contacto con el cuerpo humano, así como la inhalación de los vapores.	• Etanal • Dicloro-metano • Cloruro de potasio
N Peligro M.A.	El contacto de esa sustancia con el medio ambiente puede provocar daños al ecosistema a corto o largo plazo	Por su riesgo potencial, no debe ser liberado en cañerías, en el suelo o el medio ambiente. Efectuar Tratamientos especiales.	• Benceno • Cianuro de potasio

CODIGOS RADIACTIVOS

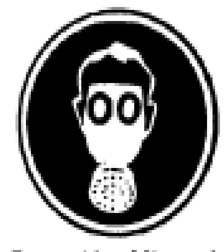


CODIGOS DE OBLIGACION


Protección obligatoria de la vista


Protección obligatoria de la cabeza


Protección obligatoria del oído


Protección obligatoria de las vías respiratorias


Protección obligatoria de la cara

EVALUACION DE PRACTICAS DE LABORATORIO

- Semanalmente se presentará un pre - informe de la práctica a realizarse y un informe de la práctica anterior, las cuales se harán en forma grupal, escrita a mano y letra legible.
- Cada tres semanas se tomará una evaluación escrita correspondientes a las dos prácticas anteriores.
- La nota procedimental se obtendrá a partir del promedio de las evaluaciones escritas, que tendrá peso dos y los informes y pre - informes de prácticas que tendrán peso uno.
- Los alumnos con 30% de inasistencias quedan inhabilitados del curso.
- Para la evaluación actitudinal se utilizará una lista de cotejos que tomará en cuenta: la puntualidad, la presentación del informe, comportamiento durante las prácticas de laboratorio, uso del mandil y su trabajo en grupo.

INFORME DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Hacer un informe de práctica de laboratorio trae muchas ventajas para el aprendizaje y en la preparación de un registro exacto para una futura investigación científica.

Redactar un informe puede resultar hasta entretenido, debido a que se estimulará a recordar lo que en el laboratorio se hizo.

Es un error pensar que un buen informe de laboratorio es aquel que tiene más páginas o aquel que tiene una caratula con la foto de un tubo de ensayo gigante, esto no es así, un buen informe debe ser sintético y que describa con precisión lo medular del trabajo de laboratorio.

Un informe de laboratorio bien escrito es vital para el éxito en prácticamente todas las clases de química, y demostrará tu comprensión de la práctica, así como la forma en que se aplica a los principios aprendidos durante las clases.

El pre- informe y el informe será redactado a mano con lapicero azul o negro. Hay que tener en cuenta una serie de reglas, que buscan, básicamente, la claridad y precisión del contenido que se enumeran a continuación:

A. CARATULA

UNIVERSIDAD PRIVADA ANTENOR ORREGO

FACULTAD DE MEDICINA HUMANA

LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL PARA CIENCIAS DE LA SALUD

TITULO DE LA PRACTICA

DOCENTES:

1………………………………………………………..

2………………………………………………………..

INTEGRANTES DEL GRUPO:

1……………………………………………………… (*)

2……………………………………………………….

3……………………………………………………….

4……………………………………………………….

5…………………………………………………….......

TURNO: (día y hora) ……………………………. **No GRUPO:…………………….**

FECHA DE PRESENTACION DEL INFORME……………………..

NOTA DEL INFORME ………………………………………………..

NOTA DEL PRE-LAB CUESTIONARIO …………………………….

2023

Consideraciones: *(*) Esta página es impresa y solo se incluirá a los estudiantes que han participado de la práctica y en la redacción del informe (y Pre-Lab). Por apellido y orden alfabético*.

B. CONTENIDO DEL INFORME DE LABORATORIO

CÁLCULOS Y RESULTADOS

Empieza por proporcionar los cálculos que usaste para interpretar los datos. Incluye todos los resultados experimentales con el mayor detalle posible, haciendo uso de las tablas y gráficas si fuere necesario. Los datos y resultados se indicarán siempre con sus unidades de acuerdo a la práctica desarrollada.

PRE – LAB CUESTIONARIO

Este es un documento que se debe desarrollar como parte de la calificación de su promedio de laboratorio, debe tener en cuenta lo siguiente:

1. Este documento contiene preguntas de la práctica que se desarrollará en la semana, usted debe leer con anticipación la información que se encuentra en el manual y venir al desarrollo de su práctica con un conocimiento previo de lo que se va a trabajar, la manera de verificar la lectura previa es el desarrollo de este cuestionario.
2. El cuestionario que debe desarrollar se encuentra después de cada práctica en el manual, excepto la primera, el calificativo de este documento es vigesimal de cero a veinte y tiene peso 1.
3. Debe ser presentado escrito a mano y de manera grupal, no se califican presentaciones individuales.
4. La entrega de este documento se hace al momento de ingresar al laboratorio, junto con el informe, deben preveer tener todo listo solo para entregar, para cumplir con esto tienen una semana de tiempo suficiente para traer listo el Pre-Lab- Cuestionario y su Informe de Práctica.
5. Debe tener claro que semanalmente debe presentar el Pre-Lab -Cuestionario de la práctica que se va a desarrollar y el Informe de la Practica trabajada la semana anterior.

PROMEDIO DE LABORATORIO.

El promedio de laboratorio se publicará en el campus virtual la semana 7 y la semana 15 y se obtendrá de la siguiente manera:

Promedio de laboratorio (PL1)

- 5 pre – Lab – Cuestionario (peso 1)
- 6 informe de laboratorio (peso 1)
- 3 pasos de laboratorio (peso 2)

Promedio de laboratorio (PL2)

- 6 pre – Lab – Cuestionario (peso 1)
- 6 informe de laboratorio (peso 1)
- 3 paso de laboratorio (peso 2)

PRACTICA 1

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

I. Capacidades

1.1. Identifica a los principales elementos de la tabla periódica con su símbolo y estado de oxidación.

1.2. Determina el estado de oxidación de un elemento en un compuesto o ión.

1.3. Formula y nombra compuestos binarios, respetando las reglas de la IUPAC.

1.4. Diferencia las funciones químicas orgánicas binarias como óxidos metálicos, óxidos no metálicos, peróxidos, hidruros metálicos, hidruros no metálicos, ácidos hidrácidos y sales haloideas.

II. Fundamento teórico

La nomenclatura química es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar los compuestos químicos inorgánicos. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes.

2.1. Estado de oxidación

El estado de oxidación indica la carga real de los iones, debido a la perdida o ganancia de electrones en un compuesto iónico. En un compuesto covalente la carga aparente de los átomos, debido al rompimiento hipotético de los enlaces.

Reglas para establecer los estados de oxidación.

- ***Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos, cero, enteros o fraccionarios***
- ***Los metales solo presentan estados de oxidación positivos, los no metales positivos o negativos.***
- ***El Estado de oxidación de todos los elementos libres es cero, en cualquiera de las formas en que se presenten: Na, Ar, H_2 , P_4 , etc.***
- ***El Estado de oxidación del Hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos, que es –1***
- ***El Estado de oxidación del oxígeno en sus compuestos es –2, excepto en los peróxidos, que es –1***

2.2. **Estados de oxidación de elementos principales**

Grupo	***Tipo de elemento***	***elemento***	***Estado de oxidación***
IA	Metales ligeros	Li, Na, K, Cs,	+1
IIA		Be, Mg, Ca, Ba	+2
IIIA		B, Al	+3
Grupo B	Metales pesados	Fe, Co, Ni	+2, +3
		Pt, Pb, Sn	+2, +4
		Cu , Hg	+1, +2
		Zn	+2
		Ag	+1
		Au	+1, +3
IVA	No metales	C Si	+2, +4, -4 +2, +4
VA		N, P, Bi	+5, +3, -3
VIA		O S, Se, Te	-2 +6, +4, +2, -2
VIIA		F Cl, Br, I	-1 +7, +5, +3, +1, -1
Casos especiales			
Grupo B	Cr	+2, +3 +6	Metal No metal
	Mn	+2, +3 +7, +6	Metal No metal
VIA	O	-1	Peróxido
IA	H	-1	Hidruro

2.3. **Determinación de los estados de oxidación de un elemento en un compuesto o ión**

Se debe tener en cuenta la siguiente regla:

*“ **La suma algebraica de los Estados de oxidación de los átomos de un compuesto es cero, y si se trata de un ión , igual a la carga del ión”***

Ejemplos:

Determine el estado de oxidación de todos los elementos en los siguientes compuestos o iones, usando las reglas de los estados de oxidación.

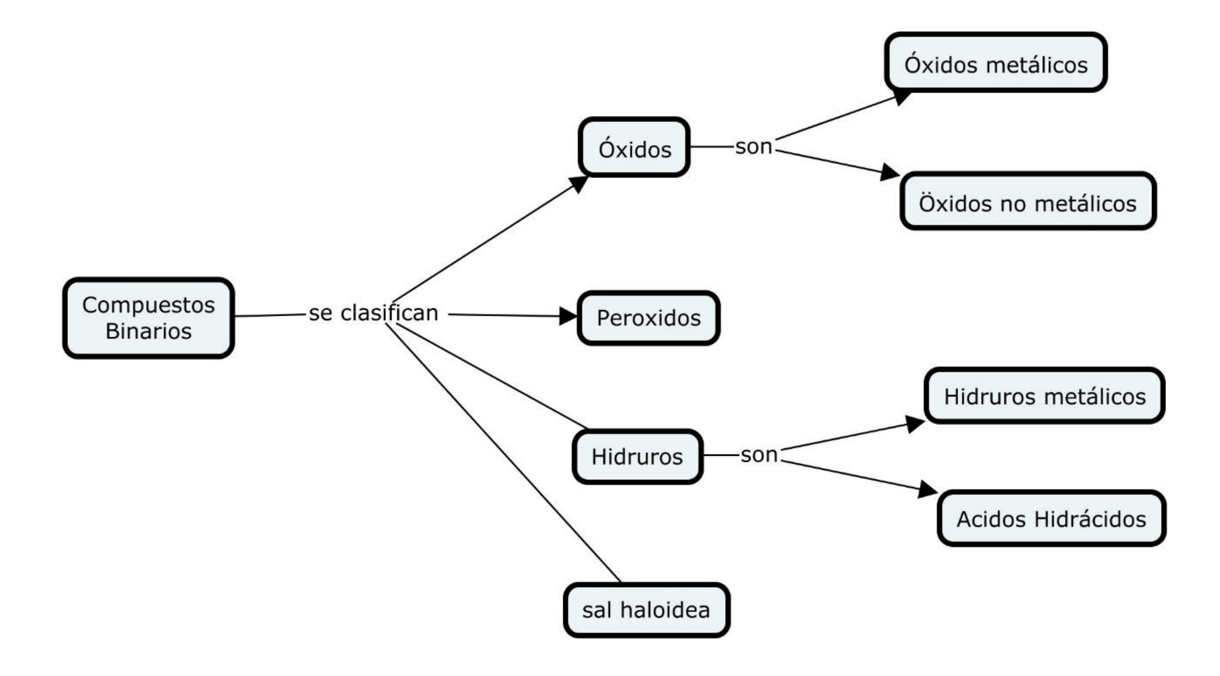
Compuesto o ión	***Estados de oxidación según tabla***	***Cálculo para X***
HNO_3	H: Catión +1 O: Anión -2 N = X	1(+1) + 1(X) + 3(-2) = 0 X = +5 N = +5
$NaMnO_4$	Na: Catión +1 O: Anión -2 Mn = X	1(+1) + 1(X) + 4(-2) = 0 X= +7 Mn = +7
Li_2CO_3	Li: Catión +1 O: Anión -2 C = X	2(+1) + 1(X) + 3(-2) = 0 X = +4 C = +4
Fe_2O_3	Fe: Catión +3 O: X	2(+3) + 3(X) = 0 X= -2 O = -2
BaO_2	Ba: Catión +2 O= X	1(+2) + 2(X) = 0 X = -1 O= -1
PO_4^{3-}	O= anión -2 P = X	1(X) + 4(-2) = -3 X = +5 P=+5
NO_3^{1-}	O= anión -2 N= X	1(X) + 3(-2) = -1 X= +5 N= +5

2.4. **Función química y Grupo funcional**

Las ***funciones químicas*** inorgánicas son un conjunto de compuestos que tienen propiedades químicas muy semejantes, debido a que en sus estructuras existen uno o más átomos iguales. ***Un grupo funcional*** está constituido por una agrupación de átomos, comunes a todos los compuestos de una misma función. Ejemplos

Función Química	***Grupo Funcional***	***Ejemplos***
Oxido Metálico	O^{-2}	Fe_2O , Na_2O, ZnO
Oxido no metálico	O^{-2}	Cl_2O_5, CO_2, SO_3
Acido	H^{+1}	H_2S, HCl, HNO_3
peróxido	O_2^{-2-}	Na_2O_2, BaO_2
Hidruro	H^{-1}	AlH_3, CaH_2, NaH

2.5. **Funciones químicas binarias**



2.6. **Nomenclatura de compuestos Inorgánicos Binarios**

Los compuestos binarios se nombran uniendo el nombre del anión mas el catión y respetando las reglas de la IUPAC, según el tipo de nomenclatura usada.

2.6.1. **Nomenclatura Stock para cationes**

Consiste en indicar el Estado de oxidación, con números romanos y entre paréntesis, al final del nombre del elemento. Si el metal posee un solo estado de oxidación, entonces se omite indicar el número romano. Ejemplo.

Elemento	***Estado de oxidación***	***Nomenclatura Stock***
Cobre	+1 +2	Catión cobre(I) Catión cobre (II)
Litio	+1	Catión litio
Aluminio	+3	Catión aluminio
Azufre	+6 +4 +2	Catión azufre (VI) Catión azufre (IV) Catión azufre (II)
Cobalto	+2 +3	Catión cobalto (II) Catión cobalto (III)

2.6.2. Nomenclatura tradicional para cationes

Según este tipo de nomenclatura se nombran cationes usando prefijos y sufijos según el número de estados de oxidación que tiene el elemento. Tal como se indica en el cuadro.

Números de Estados de oxidación	Sufijos y prefijos	Ejemplos
1	----------Ico	Na^{+1} Catión sódico
2	-----------Ico	Cu^{+2} Catión cúprico
	-----------Oso	Cu^{+1} Catión cuproso
3	-----------Ico	S^{+6} Catión sulfúrico
	------------Oso	S^{+4} Catión sulfuroso
	Hipo --------Oso	S^{+2} Catión Hiposulfuroso
4	Per ----------Ico	Cl^{+7} Catión perclórico
	---------------Ico	Cl^{+5} Catión Clórico
	----------------Oso	Cl^{+3} Catión Cloroso
	Hipo ---------Oso	Cl^{+1} Catión Hipocloroso

2.6.3. Nomenclatura sistemática

Consiste en la utilización de prefijos numerales griegos para indicar el número de átomos de cada elemento presente en la fórmula.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
mono	di	tri	Tetra	Penta	Hexa	hepta	octa	nona

2.6.4. Nomenclatura de aniones

Los aniones simples se nombran usando la terminación “URO”. Ejemplos

Elemento	***Anión***	***Nomenclatura***
Cloro	Cl^{-1}	Anión Cloruro
Yodo	I^{-1}	Anión Yoduro
nitrógeno	N^{-3}	Anión Nitruro
Azufre	S^{-2}	Anión Sulfuro
Hidrogeno	H^{-1}	Anión Hidruro
Carbono	C^{-4}	Anión Carburo

2.7.- Formulación y nomenclatura de compuestos binarios

2.7.1. Función óxido metálico

Los óxidos metálicos, conocidos también como óxidos básicos están constituidos por un metal como catión y el anión óxido. Se formulan escribiendo el catión seguido del anión e intercalando los estados de oxidación, si estos se pueden simplificar se hace. Ejemplos.

$$Fe^{+3} \quad O^{2-} \longrightarrow Fe_2O_3$$

$$Cu^{+1} \quad O^{2-} \longrightarrow Cu_2O$$

$$Al^{+3} \quad O^{2-} \longrightarrow Al_2O_3$$

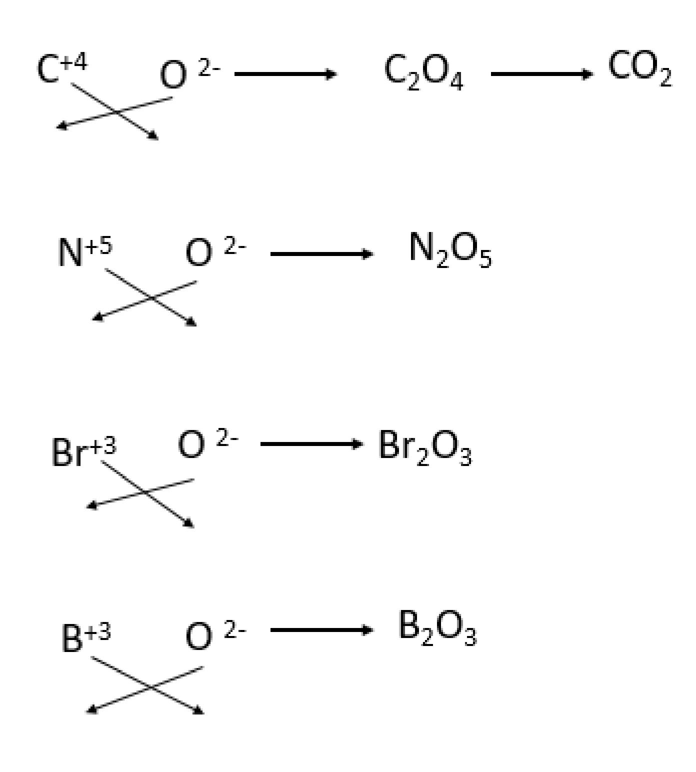
$$Sn^{+4} \quad O^{2-} \longrightarrow Sn_2O_4 \longrightarrow SnO_2$$

Para nombrar los óxidos metálicos se nombra primero el anión y luego el catión, usando cualquiera de los tipos de nomenclatura ya explicados.

Compuestos	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura sistemática
FeO_3	Óxido de hierro(III)	Óxido Férrico	Trióxido de Hierro
Cu_2O	Óxido de cobre(I)	Óxido cuproso	monóxido de dicobre
Al_2O_3	Óxido de aluminio	Óxido alumínico	Trióxido de dialuminio
SnO_2	Óxido de estaño(IV)	Óxido Estannico	Dióxido de estaño
Li_2O	Óxido de litio	Óxido lítico	Monóxido de dilitio
Ag_2O	Óxido de plata	Óxido argéntico	Monóxido de diplata

2.7.2. **Función óxido no metálico- Función Anhidrido**

Se forman usando como catión a un no metal y como anión al ión óxido, y cruzando los estados de oxidación. También son conocidos como óxidos ácidos o anhidridos. Ejemplos.

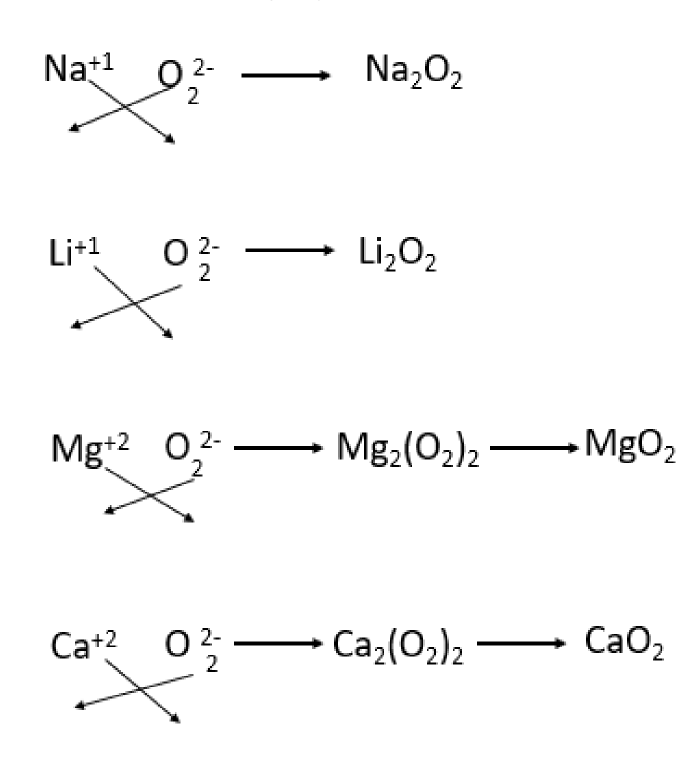


Se nombran los óxidos no metálicos de manera semejante a los óxidos metálicos, en la nomenclatura tradicional se usa el termino anhidrido en lugar de óxido. Ejemplos.

Compuesto	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura sistemática
CO_2	Óxido de carbono(IV)	**Anhidrido** carbónico	Dióxido de carbono
N_2O_5	Óxido de nitrógeno(V)	**Anhidrido** nítrico	Pentóxido de dinitrógeno
Br_2O_3	Óxido de bromo(III)	**Anhidrido** bromoso	Trióxido de dibromo
B_2O_3	Óxido de boro	**Anhidrido** bórico	Trióxido de diboro
SO_3	Óxido de azufre(VI)	**Anhidrido** sulfúrico	Trióxido de azufre
Br_2O_7	Óxido de bromo(VII)	**Anhidrido** perbrómico	Heptaóxido de dibromo

2.7.3. **Función Peróxido**

Los peróxidos se forman teniendo en su estructura como catión un metal del grupo IA o IIA y como anión al ión peróxido ($\mathbf{O_2^{2-}}$), se formulan escribiendo primero al catión luego al anión y se cruzan estados de oxidación. Ejemplos



Para nombrarlos se suele usar mayormente la nomenclatura stock o tradicional. Ejemplos.

Compuesto	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional
Na_2O_2	Peróxido de sodio	Peróxido sódico
Li_2O_2	Peróxido de litio	Peróxido lítico
MgO_2	Peróxido de magnesio	Peróxido magnésico
CaO_2	Peróxido de calcio	Peróxido cálcico
K_2O_2	Peróxido de potasio	Peróxido potásico
BaO_2	Peróxido de bario	Peróxido bárico

2.7.4 **Función Hidruro Metálico**

Los hidruros metálicos tienen en su estructura como catión a un metal y como anión al ión hidruro(H^{-1}). Se formulan escribiendo el símbolo del metal con el respectivo estado de oxidación más el

anión hidruro. Luego, se procede a intercalar los estados de oxidación. Ejemplos.

Mg^{+2} H^{1-} ⟶ MgH_2

Cu^{+1} H^{1-} ⟶ CuH

Fe^{+3} H^{1-} ⟶ FeH_3

Zn^{+2} H^{1-} ⟶ ZnH_2

Al^{+3} H^{1-} ⟶ AlH_3

Para nombrarlos se empieza nombrando al anión más la preposición de seguido del nombre del catión. Ejemplos.

Compuesto	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura sistemática
MgH_2	Hidruro de magnesio	Hidruro magnésico	Dihidruro de magnesio
CuH	Hidruro de cobre(I)	Hidruro cuproso	Monohidruro de cobre
FeH_3	Hidruro de hierro(III)	Hidruro férrico	Trihidruro de hierro
ZnH_2	Hidruro de Zinc	Hidruro Zincico	Dihidruro de zinc
AlH_3	Hidruro de aluminio	Hidruro Alumínico	Trihidruro de aluminio
SnH_2	Hidruro de estaño(II)	Hidruro de estaño(II)	Dihidruro de estaño

2.7.5. **Función Hidruro no metálico**

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento no metálico con el hidrógeno, se presentan en estado gaseoso**.**

A los hidruros no metálicos los clasificamos en dos grupos:

- Hidruros especiales
- Ácidos hidrácidos

Hidruros Especiales

Son los hidruros de los no metales de los grupos IIIA (B) , IVA (C , Si) y VA (N,P ,As,Sb), poseen nombres especiales (comunes) que son aceptados por la IUPAC. En general son sustancias gaseosas muy tóxicas. En soluciones acuosas no poseen carácter ácido.

Compuesto	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura sistemática
NH_3	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
PH_3	Fosfina	Trihidruro de fosforo
AsH_3	Arsina	Trihidruro de arsénico
BH_3	Borano	Trihidruro de boro
SbH_3	Estibina	Trihidruro de antimonio
CH_4	Metano	Tetrahidruro de carbono
SiH_4	Silano	Tetrahidruro de silicio

Ácidos Hidrácidos

Son los hidruros de los no metales, se dormán usando como catión al hidrógeno (H^{+1}) y como anión a un elemento del grupo VIIA y VIA, cuyas soluciones acuosas poseen carácter o propiedades ácidas

H^{1+} Cl^{1-} $\longrightarrow$ HCl

H^{1+} Br^{1-} $\longrightarrow$ HBr

H^{1+} CN^{1-} $\longrightarrow$ HCN

H^{1+} Se^{2-} $\longrightarrow$ H_2Se

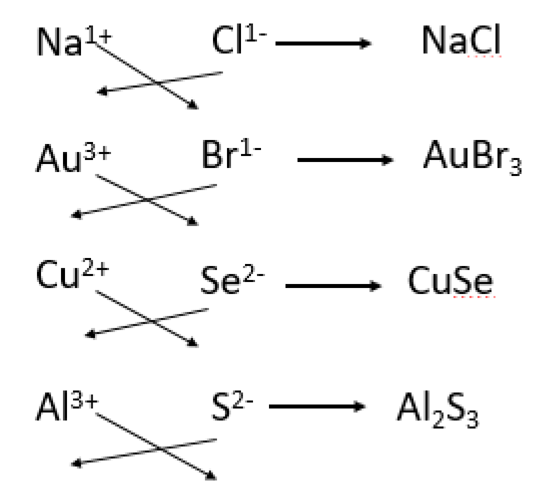
H^{1+} Te^{2-} $\longrightarrow$ H_2Te

Se nombran según se encuentren en estado gaseoso o solución acuosa según como se indica en el siguiente cuadro.

Compuesto	Nomenclatura en estado gaseoso	Nomenclatura en solución acuosa
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido Clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido Bromhidrico
HCN	Cianuro de hidrógeno	Acido Cianhídrico
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido Sulfhídrico
H_2Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido Selenhídrico
H_2Te	Teleruro de hidrógeno	Acido telurhídrico

2.7.6. **Función Sal Haloidea**

Las sales haloideas se forman al neutralizar un ácido hidrácido con un hidróxido. Por consiguiente, tienen como catión a un metal y como anión a un no metal del grupo VIA o VIIA. Ejemplos.



Para nombrarlos La terminación hídrica del ácido hidrácido se reemplazaría por uro. Si el metal tuviera dos estados de oxidación termina en los sufijos oso e ico.

Compuesto	Nomenclatura stock	Nomenclatura tradicional
$NaCl$	Cloruro de sodio	Cloruro sódico
$AuBr_3$	Bromuro de oro(III)	Bromuro áurico
$CuSe$	Seleniuro de cobre(II)	Seleniuro cúprico
Al_2S_3	Sulfuro de aluminio	Sulfuro de aluminio
$(NH_4)_2Te$	Teleruro de amonio	Teleruro de amonio
$AgCl$	Cloruro de plata	Cloruro argéntico

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1.- Complete el siguiente cuadro con lo que se pide, use cualquiera de los tipos de nomenclatura estudiados.

Compuesto	Nombre	Función química
Mn_2O_3		
CrO_3		
PbO_2		
H_2S		
$Co(CN)_2$		
CaO_2		
$HCl_{(ac)}$		
$(NH_4)_2S$		

2.- Complete correctamente el siguiente cuadro.

Nombre	Fórmula	Función Química
Peróxido de bario		
Anhidrido sulfúrico		
Acido selenhídrico		
Oxido Estannoso		
Anhidrido crómico		
Cloruro de hierro(II)		
Peróxido de hidrógeno		
Cloruro de amonio		

PRACTICA 1

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

INFORME DE LABORATORIO

1.- Complete el siguiente cuadro indicando la función química que corresponde a cada sustancia.

Compuesto	Función química	Compuesto	Función química
SiH_4		HgO	
CaO_2		I_2O_3	
NH_4Cl		SnH_4	

2.- Use las reglas de los estados de oxidación e indique el estado de oxidación del elemento marcado en negritas y cursivas.

Compuesto	Estado de oxidación	Compuesto	Estado de oxidación
$Mn(\boldsymbol{N}O_2)_2$		$\boldsymbol{Pt}O_2$	
$H_6\boldsymbol{Si}_2O_7$		$Mg\boldsymbol{O}_2$	
$\boldsymbol{Mn}O_4^{-2}$		$P_2O_7^{-4}$	

3.- En los compuestos dados en el cuadro escriba el nombre del anión y catión e indique la función química.

Compuesto	*Nombre del Anión*	*Nombre del catión*	*Función química*
$Hg(CN)_2$			
$(NH_4)_2Se$			
H_2O_2			
ZnH_2			
H_2S			

4.- Escriba el nombre o formule el compuesto según se indica en el siguiente cuadro.

Función química	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock
		Oxido plúmbico	
	HCN(ac)		
			Hidruro de oro(III)
		Anhidrido Mangánico	
	MgO_2		
			Cianuro de zinc

5.- De acuerdo con lo propuesto en el cuadro escriba verdadero o falso, según corresponde. Haga la corrección respectiva donde escribió falso.

Fórmula	Nombre o función química	Verdadero o falso	Corrección
Br_2O_3	Oxido de bromo(II)		
NH_3	Hidruro no metálico		
Fe_2Se_3	Seleniuro Ferroso		
ZnH_2	Hidruro Zincico		
H_2O_2	Peróxido		
HCl	Acido clorhídrico		
Hg_2O	Oxido Mercúrico		

PRACTICA 2

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS

I. Capacidades

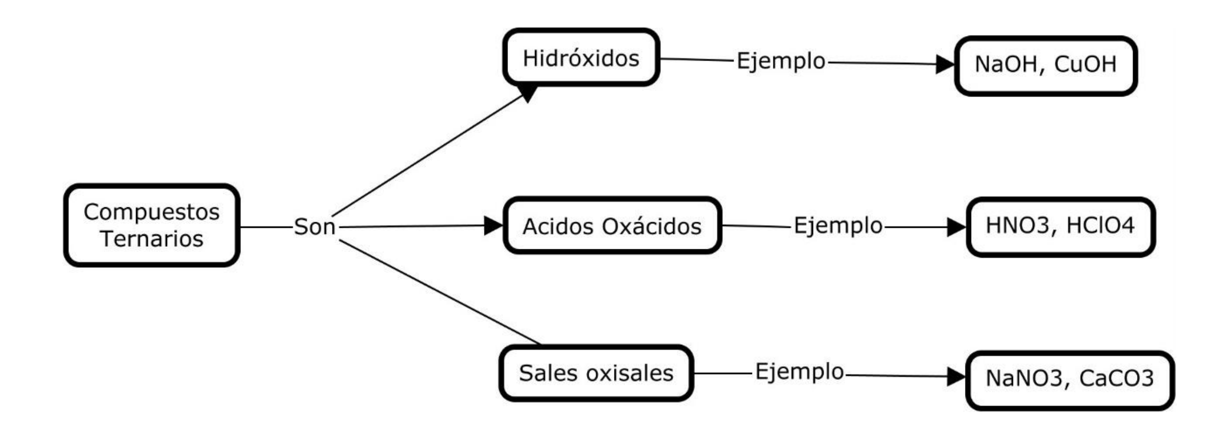
1.1. Formula y nombra compuestos ternarios, respetando las reglas de la IUPAC.

1.4. Diferencia las funciones químicas orgánicas ternarias como hidróxidos, ácidos oxácidos y sales oxisales.

II. Fundamento teórico

Son compuestos formados por tres elementos en su fórmula. Forman diferentes grupos funcionales de acuerdo con los elementos que los constituyen.

2.1. Funciones químicas ternarias



2.2. Formulación y nomenclatura de compuestos Ternarios

2.2.1. Función química Hidróxido

Es un compuesto ternario que posee el grupo funcional hidróxido $(OH)^{-1}$. Se caracteriza por tener sabor amargo, azulear el papel de tornasol, neutralizar a los ácidos. Por lo general se obtiene combinando el óxido metálico con el agua.

Óxido metálico + Agua ⟶ **Hidróxido**

Para formular un hidróxido del óxido metálico se usa el metal con su estado de oxidación respectivo y del agua el anión hidróxido (OH^{-1})

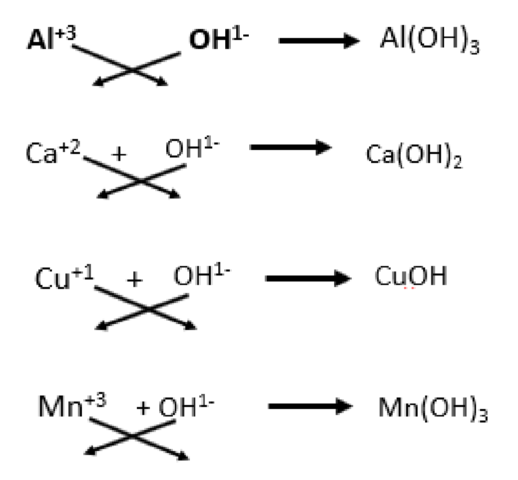
Ejemplos.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$Al_2O_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3$$

$Ag_2O + H_2O \longrightarrow$ ~~AgOH~~

Se puede formular un hidróxido de manera corta y rápida usando un metal más el ión hidróxido, luego se cruza los estados de oxidación. Ejemplo



Para nombrar los hidróxidos usaremos la nomenclatura stock y tradicional, tal como se muestra en los siguientes ejemplos.

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura stock
$Al(OH)_3$	Hidróxido alumínico	Hidróxido de aluminio
$Ca(OH)_2$	Hidróxido cálcico	Hidróxido de calcio
CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre(I)
$Mn(OH)_2$	Hidróxido manganoso	Hidróxido de manganoso(II)
NH_4OH	Hidróxido amónico	Hidróxido de amonio
$Hg(OH)_2$	Hidróxido mercúrico	Hidróxido de mercurio(II)

2.2.2. Función química ácido oxácido

Los ácidos oxácidos son compuestos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y no metal. Se caracteriza por tener sabor agrio, enrojecer el papel de tornasol, neutralizar a los bases. Se obtienen por la combinación de un anhídrido (también llamado óxido ácido) con el agua.

Óxido no metálico + Agua $\longrightarrow$ Acido oxácido

La fórmula global de un ácido es la siguiente: H_xYO_z

Donde: H: hidrógeno

Y : No metal principal

O: Oxígeno

X : Número de hidrógenos

Z: Número de oxígenos

Ejemplos:

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_8 \longrightarrow HClO_4$

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

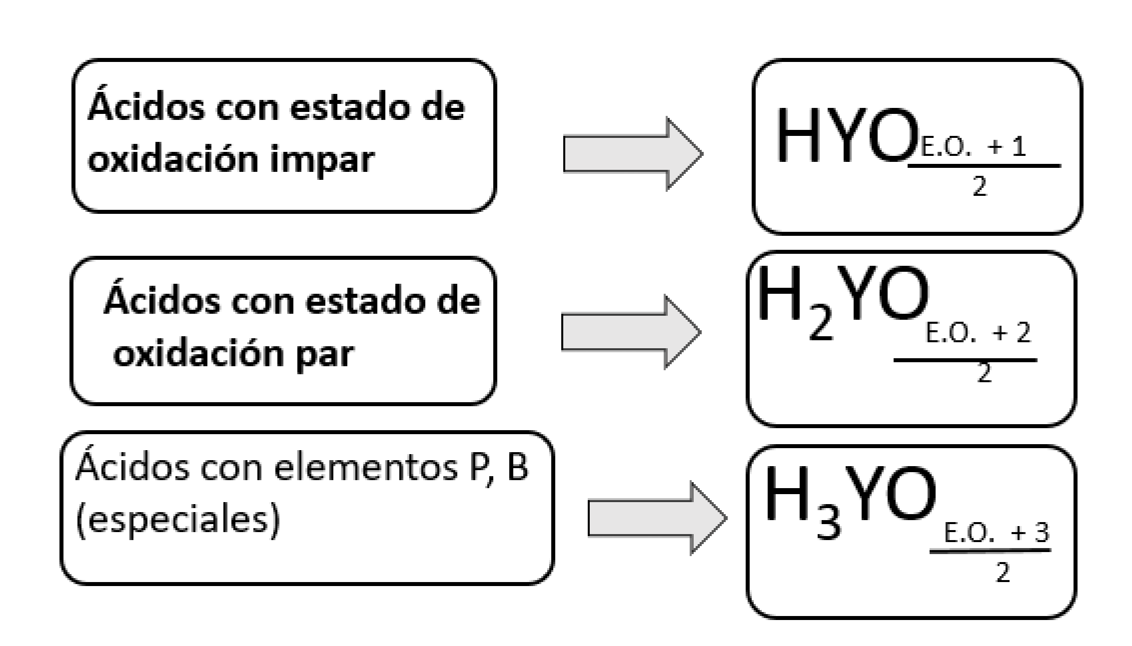
$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 \longrightarrow HNO_3$

$MnO_3 + H_2O \longrightarrow H_2MnO_4$

$CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2CrO_4$

Formulación directa de ácidos oxácidos

Para la formulación directa se tiene en cuenta lo siguiente según el estado de oxidación del no metal.



Ejemplos:

Tipo de E.O	Elemento	E.O	Número de oxígenos	Fórmula del ácido
impares	Cloro	+7	+7 +1 = 8/2= 4	$HClO_4$
		+5	+5 +1 = 6/2 = 3	$HClO_3$
		+3	+3 + 1 = 4/2=2	$HClO_2$
		+1	+1 + 1 = 2/2 = 1	HClO
Pares	Azufre	+6	+6 + 2 = 8/2 = 4	H_2SO_4
		+4	+4 + 2 = 6/2 = 3	H_2SO_3
		+2	+2 + 2 = 4/2 = 2	H_2SO_2
Casos especiales	Fosforo	+5	+5 + 3 = 8/2 = 4	H_3PO_4
		+3	+3 + 3 = 6/2= 3	H_3PO_3
		+1	+1 + 3 = 4 /2 = 2	H_3PO_2

Para nombrar ácidos oxácidos usaremos la nomenclatura tradicional, se usará los sufijos y prefijos de acuerdo con el estado de oxidación del elemento, tal como se vio en los anhidridos.

Ejemplos

Fórmula	E.O del no metal	Nomenclatura tradicional
$H_2\mathbf{S}O_3$	+4 El intermedio de 3 E.O. (oso)	Ácido sulfuroso
$H\mathbf{Cl}O_4$	+7 El mayor de 4 E.O. (per---ico)	Acido perclórico
$H_2\mathbf{C}O_3$	+4 El mayor de 2 E.O. (ico)	Acido carbónico
$H\mathbf{N}O_3$	+5 El mayor de 3 E.O. (ico)	Ácido nítrico
$H_2\mathbf{Mn}O_4$	+6 Debajo del mayor (ico)	Acido mangánico
$H_2\mathbf{Cr}O_4$	+6 El único y mayor (ico)	Acido crómico
H2Cr2O7	+6 El único y mayor (ico)	Ácido dicrómico

2.2.3. Función sal oxisal

Las sales son compuestos ternarios, iónicos, sólidos y cristalinos a temperatura ambiente. Abundan en la tierra y en los océanos. Algunas son fundamentales para la vida. Se obtienen directamente al hacer reaccionar un hidróxido más un ácido oxácido

hidróxido + Acido Oxácido ⟶ Sal oxisal + agua

Formulación de manera directa

Se producen a partir de un ácido oxoácido (Polianión) por pérdida de sus hidrógenos ácidos y por cationes metálicos. Cuando son reemplazados todos sus hidrógenos se forman sales neutras y cuando se reemplazan sólo algunos se forman sales ácidas.

Los polianiones o resto de ácido se obtiene al perder los hidrógenos del ácido parcial o totalmente y se nombran teniendo en cuenta los siguientes cambios en las terminaciones, los prefijos usados en los ácidos se mantienen. La carga del polianión depende del número de hidrógenos perdidos.

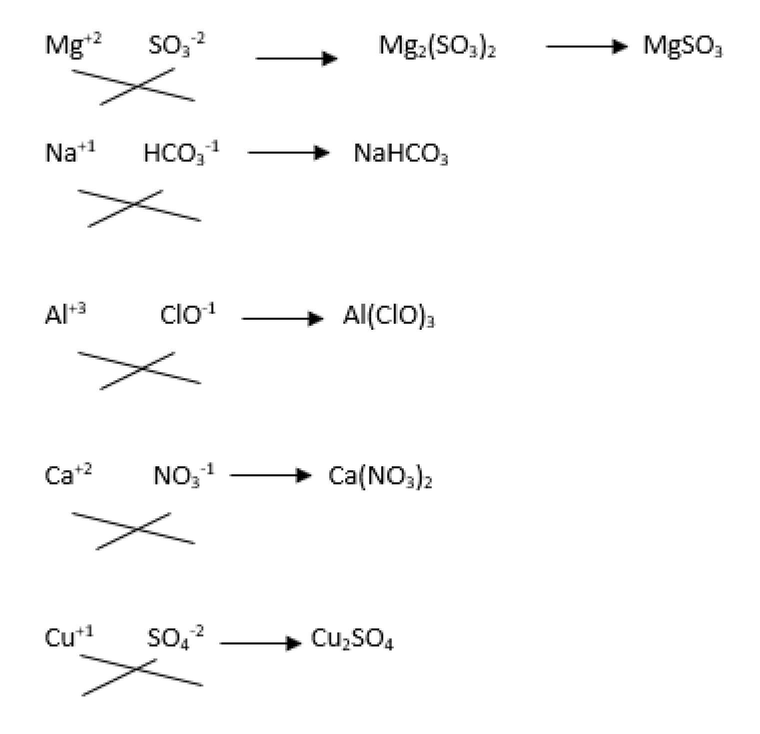
Ico ⟶ **Ato**

Oso ⟶ **Ito**

Ejemplos:

Acido	Polianiones	Nombre
H_2SO_3 Acido sulfuroso	SO_3^{-2}	Sulfito
	HSO_3^{-1}	Bisulfito Hidrógeno sulfito Sulfito ácido
HClO **Acido hipocloroso**	ClO^{-1}	Hipoclorito
$HNO_{2\}}$ **Acido Nitroso**	NO_2^{-1}	Nitrito
H_2CO_3 **Acido Carbónico**	CO_3^{-2}	Carbonato
	HCO_3^{-1}	Bicarbonato Hidrogeno carbonato Carbonato ácido
HNO_3 **Acido nítrico**	NO_3^{-1}	Nitrato
$HClO_4$ **Acido perclórico**	ClO_4^{-1}	Perclorato

Formulación de sales oxisales de manera directa ejemplos.



Nombraremos las sales oxisales usando la nomenclatura tradicional, tal como se muestran en los ejemplos del cuadro.

Formula de la sal	**Nombre tradicional**
$MgSO_3$	Sulfito de magnesio Sulfito magnésico
$NaHCO_3$	Bicarbonato de sodio Carbonato ácido de sodio Hidrogeno carbonato de sodio
$Al(ClO)_3$	Hipoclorito de aluminio Hipoclorito alumínico
$Ca(NO_3)_2$	Nitrato de calcio Nitrato cálcico
Cu_2SO_4	Sulfato de cobre(I) Sulfato cuproso

Lista de polianiones más comunes

Ión	Nombre	Ión	Nombre
CO_3^{2-}	Carbonato	$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato
HCO_3^{1-}	Bicarbonato	CrO_4^{2-}	Crómato
NO_3^{1-}	Nitrato	PO_3^{3-}	Fosfito
NO_2^{1-}	Nitrito	ClO^{1-}	Hipoclorito
SO_4^{2-}	Sulfato	ClO_2^{1-}	Clorito
SO_3^{2-}	Sulfito	ClO_3^{1-}	Clorato
SO_2^{2-}	Hiposulfito	ClO_4^{1-}	Perclorato
SiO_3^{2-}	Silicato	MnO_4^{2-}	Manganato
SeO_4^{2-}	Seleniato	MnO_4^{1-}	Permanganato
TeO_3^{2-}	Telurito	SiO_3^{2-}	Silicito
BO_3^{3-}	Borato	IO_3^{1-}	Yodato
PO_4^{3-}	Fosfato	BrO_4^{1-}	Perbromato
$H_2PO_4^{1-}$	Fosfato diácido	IO^{1-}	hipoyodito

PRÁCTICA 2

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS

PRE – LAB CUESTIONARIO

De respuesta a cada una de las preguntas que se listan:

1. Explique claramente como obtiene:

   Hidróxido

   Acido Oxácido

   Sal Oxisal

2. Escriba las terminaciones que se usan para nombrar:

   Hidróxido

   Acido Oxácido

   Sal oxisal

3. Escriba por lo menos tres propiedades para las siguientes funciones:

   Hidróxidos

   Ácidos Oxácidos

4. Como obtenemos polianiones a partir de ácidos oxácidos y que terminaciones se usan, escriba un ejemplo para cada caso.
5. De acuerdo a la lectura del fundamento teórico, escriba si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas, escribiendo una V o F respectivamente.
   - En el compuesto NH_4ClO el estado de oxidación del cloro es -1 ( )
   - Los hidróxidos neutralizan a las sales oxisales. ( )
   - El ácido clórico se obtiene a partir de anhidrido clórico, mas agua. ( )
   - El hidróxido cálcico tiene como anión al ión OH^{-1}. ( )
   - El catión en un ácido oxácido es un no metal con estado de oxidación positivo. ( )
   - Las sales oxisales se nombran con terminaciones ato e ito. ( )
   - Los ácidos oxácidos y los anhidridos usan las mismas terminaciones. ( )
   - Los hidróxidos se forman usando un metal del grupo IA y IIA como catión. ( )
   - Las sales oxisales se obtiene a partir de un hidróxido y un ácido hidrácido. ( )
   - Los ácidos especiales con el boro llevan 3 hidrógenos en su fórmula. ( )

PRACTICA 2
NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS
INFORME DE LABORATORIO

I. Formular los ácidos oxácidos que aparecen en el cuadro, el polianión del ácido y nómbrelo.

Nombre del ácido	**Fórmula del ácido**	**Polianión del ácido**	**Nombre del ión**
Acido Mangánico			
Ácido Bórico			
Ácido Yodoso			
Ácido teluroso			

II. Nombrar cada uno de los siguientes compuestos e indicar la función química.

Fórmula	**Nombre**	**Función química**
NH_4NO_3		
$NaHSO_4$		
$Co(OH)_3$		
$Fe(ClO_3)_2$		

III. Use los iones que se indican para formular el compuesto respectivo e indique la función química y nombre el compuesto formado. Use la nomenclatura usada en clase.

Iones / compuestos	***Formula***	***Función química***	***Nombre***
Ión Permanganato e ión cúprico			
Ión Hidróxido e ión amonio			
Anhídrido Brómico + agua			
Oxido áurico + agua			
Hidróxido de aluminio + ácido nitroso			

IV. Escriba la fórmula correspondiente a cada nombre.

Nombre	Formula	Nombre	Formula
Carbonito ácido de Litio		Hidróxido de estaño (II)	
Cromato de amonio		Acido perclórico	
Hidróxido plumboso		Dicromato de potasio	
Fosfato de cobre(I)		Acido mangánico	

V. Indique si es verdadero (V) o falso (F) cada una de las siguientes proposiciones, en las que indique que son falsas corrija para hacer verdadera la proposición:

Proposición	Verdadero o falso	Corrección
El óxido estánnico más agua produce un ácido oxácido		
La fórmula $Mg_3(BO_3)_2$ se denomina borato magnésico.		
Si el ácido H_2SO_3 pierde un hidrogeno se obtiene el ión bisulfito.		
El ácido fosfórico se forma usando dos moles de agua		
Las sales del ácido H_2SO_3 se denominan sulfatos.		
Los ácidos oxácidos siempre llevan 2 hidrógenos en su formula		
El fosfato alumínico corresponde a una sal oxisal		

PRACTICA 3

MATERIALES Y EQUIPOS DE LABORATORIO EN METODOS FISICOS Y QUIMICOS

I. CAPACIDADES

1. Familiariza al estudiante con los diversos materiales, instrumentos y equipos empleados en el laboratorio de química.
2. Conoce métodos físicos y químicos que son comunes en los trabajos experimentales.

II. FUNDAMENTO TEORICO

El trabajo en un laboratorio de química se basa en ciertos métodos físicos o químicos comunes que se repiten constantemente en la obtención de sustancias o la evaluación de sus propiedades físicas y químicas de las mismas.

Conceptos básicos

- **Mezclas.** Dos o más sustancias se unen en proporciones variables, sin experimentar cambio en su estructura íntima o composición, conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos.
- **Mezcla heterogénea.** Posee una composición no uniforme en la cual se pueden distinguir fácilmente sus componentes. Está formada por dos o más sustancias físicamente distintas, distribuidas en forma desigual.
- **Mezcla homogénea.** También conocida como solución, **e**s una mezcla de dos o más componentes en la que el soluto es el componente que se encuentra en menor cantidad y el solvente es el componente que se encuentra en mayor proporción. Si el solvente es el agua, se denomina *solución acuosa*.
- **Propiedades físicas**. Son aquellas que pueden medirse y observarse sin que se afecten la naturaleza o composición originales de las sustancias, sus estructuras moleculares no cambian durante la medición, ejemplo: la densidad, el punto de ebullición, punto de fusión, etc.
- **Propiedades químicas**. Se pueden medir y observar cuando dos o más sustancias se unen en proporciones fijas, las sustancias no conservan sus propiedades, aparecen nuevas sustancias.
- **Filtración.** Es un método físico de separación de una mezcla heterogénea sólido - líquido.
- **Vaporización.** Es un método físico de separación de una mezcla homogénea sólido - líquido. El líquido se evapora por acción del incremento de temperatura hasta alcanzar la ebullición (temperatura de ebullición).

- **Densidad.** Es la relación entre el peso (masa) de una sustancia y el volumen que ocupa (esa misma sustancia). Las unidades más comúnmente utilizadas están kg/m^3 o g/cm^3 para los sólidos y kg/L o g/ml para líquidos y gases.
- **Principio de Arquímedes.** Es un principio físico que afirma que "un cuerpo total o parcialmente sumergido en un fluido en reposo, recibe un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del volumen del fluido que desaloja".

III. MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS

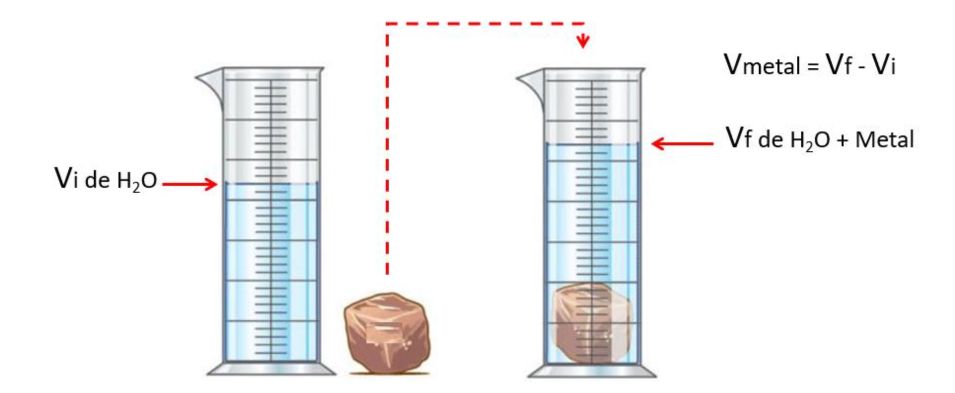
Materiales	Reactivos	Equipo
Probeta de 100 ml	Metal	Balanza de precisión
Pinza metálica	Cloruro de sodio	
Luna de reloj	Nitrato de plomo (II)	
Fiola de 50 ml	Yoduro de potasio	
Frasco lavador	Agua	
Embudo de vástago corto		
Pipetas graduadas de 10 ml		
Propipetas		
Matraz Erlenmeyer		
Papel filtro		
Varilla de vidrio		

IV. PROCEDIMIENTO

4.1 Determinación de la densidad de un sólido irregular. Principio de Arquímedes

Medir el volumen de un sólido de forma irregular por desplazamiento de un volumen de agua.

a. Coloque 40 ml de agua en una probeta graduada de 100 ml.
b. Pesar en la balanza de precisión los trozos del metal. Registre el peso.
c. Agregue la muestra del metal de tal forma que el volumen de la probeta se incremente. Registre el volumen del metal, que resulta del incremento del volumen con respecto al inicial, como se muestra en la figura.



4.2 Disolución y Vaporización

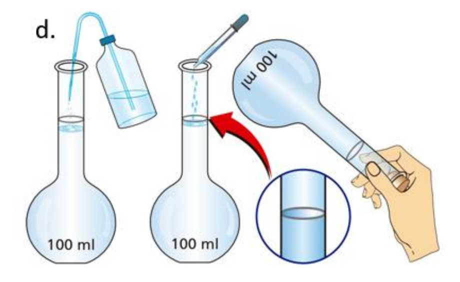
Preparación de disolución



a. Pesar 0.5 g de cloruro de sodio en una luna de reloj haciendo uso de la balanza de precisión.
b. Con la ayuda de una espátula metálica y un embudo de vástago corto colocar el NaCl dentro de una fiola o matraz volumétrico de 50 ml.
c. Poner agua dentro de la fiola haciendo uso del frasco lavador hasta antes de la línea de aforo o enrase. Agitar suavemente hasta que se disuelva todo el sólido.



d. Luego enrasar o aforar hasta observar el menisco. Agitar para homogenizar

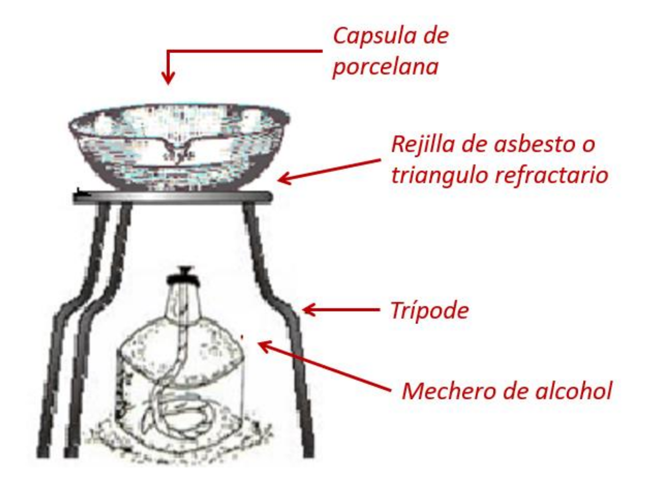


Vaporización de una solución

i. Ensamblar el equipo de vaporización de acuerdo a la figura que se muestra.

ii. Con la ayuda de una pipeta (o 20 gotas con gotero capilar) extraer 1 ml de muestra de la solución preparada y colocarlo en la capsula de porcelana

iii. Encender el mechero de alcohol y proceder a la vaporización.



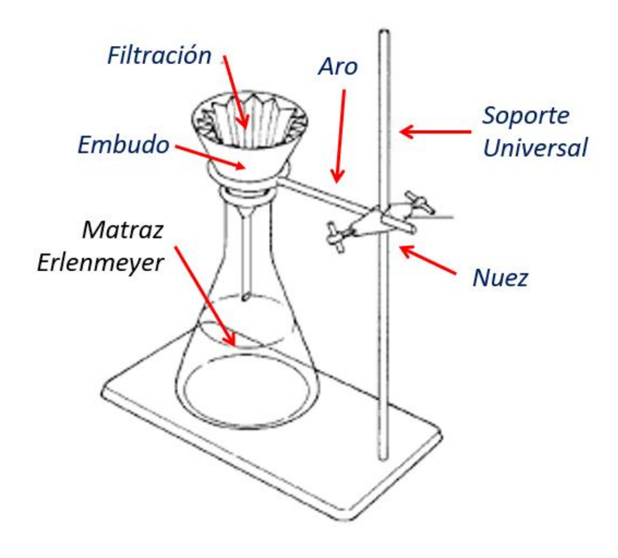
4.3 Precipitación y Filtración del Yoduro de plomo

a. Utilizando una pipeta graduada y su propipeta extraer del frasco de reactivo 3 ml de nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$ (*ac*). Y con otra pipeta medir 3ml de yoduro de potasio, KI (*ac*).

b. Ponerlos en un vaso de precipitación de 20 ml y agitar con la varilla de vidrio. Observar

c. Realizar la filtración para separar el precipitado yoduro de plomo (II), PbI_2 (*s*), del filtrado nitrato de potasio, $KNO_{3\ (ac)}$

Equipo de filtración simple



PRACTICA 3

MATERIALES Y EQUIPOS DE LABORATORIO EN METODOS FISICOS Y QUIMICOS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Investigue la importancia del material empleado en la fabricación de los diversos mat eriales de laboratorio.
   - Vidrio
   - Metal
   - Porcelana

2. Señale las características de los instrumentos para mediciones de masa y sus aproxim aciones
   - Balanza Mecánica
   - Balanza Electrónica

3. Materiales para medir volúmenes
   a. Enumerar tres materiales de medición exacta
   b. Enumerar tres materiales de medición aproximada

4. Enumerar los materiales para determinar la densidad de un sólido de forma irregular

5. Enumerar los materiales e instrumentos de laboratorio para preparar una solución ac uosa de cloruro de sodio.

6. Enumerar los componentes del equipo para separar una mezcla salmuera.

7. Enumerar los componentes del equipo para separar una mezcla heterogénea solido - solido.

PRACTICA 3

MATERIALES Y EQUIPOS DE LABORATORIO EN METODOS FISICOS Y QUIMICOS

INFORME DE LABORATORIO

Completar las siguientes tablas con los datos obtenidos en los experimentos

I. Determinación de la densidad un sólido de forma irregular:

Sólido	Volumen de agua (ml)	Volumen de agua + metal (ml)	Volumen del metal (ml)	Masa del metal (g)	Densidad del metal (g/ml)
Metal					

II. Materiales de laboratorio que se usa para la preparación de disoluciones.

Siga el siguiente formato, puede aumentar el tamaño del casillero para los dibujos

Nombre del material		**Uso**	**Dibujo**
a.			
b.			
c.			
d.			
e.			
f.			

III. Enumerar las partes del equipo de vaporización

- **…………………………………………………………………**
- **…………………………………………………………………**
- **…………………………………………………………………**
- **…………………………………………………………………**

¿De qué tipo de cambio se vale la técnica de vaporización?

………………………………………………………………………………………

…………………………………………………..

IV. En la preparación de una disolución las sustancias utilizadas ¿qué tipo de cambios han experimentado?

………

V. Preparación del Yoduro de plomo

Observación del cambio químico:

………………………………………………………………………………………

Enumerar las partes del equipo de filtración simple

- **…………………………………………………………………**
- **…………………………………………………………………**
- **…………………………………………………………………**

PRACTICA 4

AISLAMIENTO DEL PRINCIPIO ACTIVO EN UNA TABLETA DE ASPIRINA Y DE UN MATERIAL VEGETAL MEDIANTE TECNICAS DE SEPARACIONES FISICAS

I. CAPACIDADES

1. Determina la proporción de aditivos con respecto al principio activo en una tableta de aspirina mediante extracción, filtración y secado.
2. Utiliza la cromatografía de papel para la separación de principios activos como el licopeno y el B-caroteno del jugo del tomate.
3. Realiza reacciones de coloración en la identificación de principios activos.

II. FUNDAMENTO TEORICO

Un medicamento administrado en forma de tableta contiene un principio o principios activos. Además de la droga en sí, también contiene otros aditivos. La tarea de estos otros aditivos es para enmascarar el sabor amargo o desagradable de la droga. Otras veces el aditivo es necesario porque la dosis prescrita del medicamento es tan pequeña en masa que sería difícil de manejar. Los medicamentos que tienen el mismo nombre genérico contienen el mismo principio activo. La dosis del principio activo debe enumerarse según lo especificado por la ley. Por otro lado, ni la cantidad de aditivo ni su naturaleza química aparecen en la etiqueta.

En el presente experimento, medimos la cantidad del principio activo, ácido acetilsalicílico en pastillas comunes de aspirina. Separamos el ácido acetilsalicílico de los aditivos en *función de sus diferentes solubilidades utilizando la trituración, la extracción, la filtración y el secado*. El ácido acetilsalicílico es muy soluble en etanol, mientras que el almidón y otros polisacáridos, o incluso mono y disacáridos utilizados como aditivos, son insolubles en etanol.

La *cromatografía en papel* es una técnica experimental ampliamente utilizada mediante la cual se puede separar una mezcla de compuestos en sus componentes individuales.

En la cromatografía en papel, el papel adsorbe agua de la atmósfera del cromatograma en desarrollo. (El agua está presente en el aire como vapor, y puede suministrarse como un componente en la solución eluyente). El papel es la fase estacionaria. El (otro) componente del disolvente liberador es la fase móvil y lleva consigo los componentes de la mezcla por capilaridad teniendo en cuenta la polaridad de las sustancias; este es un sistema líquido-líquido.

La cromatografía en papel, por otro lado, se utiliza principalmente con fines analíticos.

Las cantidades de microgramos o incluso picogramos se pueden separar mediante esta técnica, y se pueden caracterizar por su número de Rf.

Este número es un índice de qué tan lejos se movió un determinado punto en el papel. Por ejemplo, en la Figura:

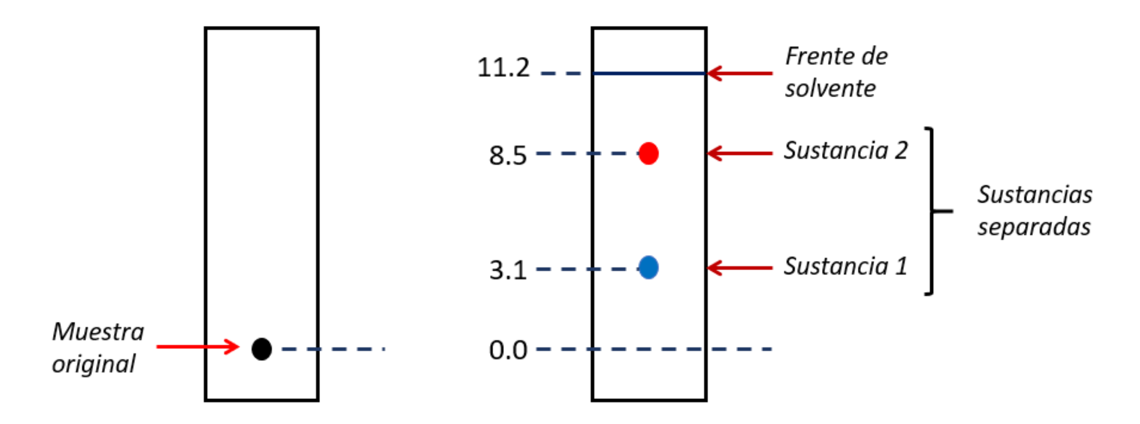


Figura del cromatograma antes y después de la elución

$$Rf = \frac{Distancia\ del\ centro\ del\ punto\ de\ muestra\ desde\ el\ origen}{Distancia\ del\ frente\ del\ punto\ de\ muestra\ desde\ el\ origen}$$

Los valores de Rf de la figura para las sustancias 1 y 2 son los siguientes:

Rf (sustancia 2) 8,5 cm/11,2 cm = 0,76

Rf (sustancia 1) 3,1 cm/11,2 cm = 0,28

Usando los valores de Rf, uno es capaz de identificar los componentes de la mezcla con los componentes individuales.

Los dos componentes principales del pigmento de la pasta de tomate son los pigmentos de caroteno (amarillo-naranja) y licopeno (rojo). También se puede demostrar mediante una reacción con Bromo la presencia de dobles enlaces en estas dos sustancias.

Sus estructuras se dan a continuación

Lycopene

β-Carotene

III. MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
Probeta de 20 ml	2 tabletas de aspirina de 500 mg	Balanza de precisión
Pinza metálica	Agua destilada	Equipo de filtración al vacío
Papel filtro	Pasta de tomate	Estufa eléctrica
Luna de reloj	Etanol de 96%	
Varilla de vidrio	Yoduro de potasio	
Frasco lavador	Br_2/H_2O	
Mortero y su pilón	hexano	
Capilar	Acetato de etilo	
	Papel de tornasol azul o cinta multicolor	

IV. PROCEDIMIENTO

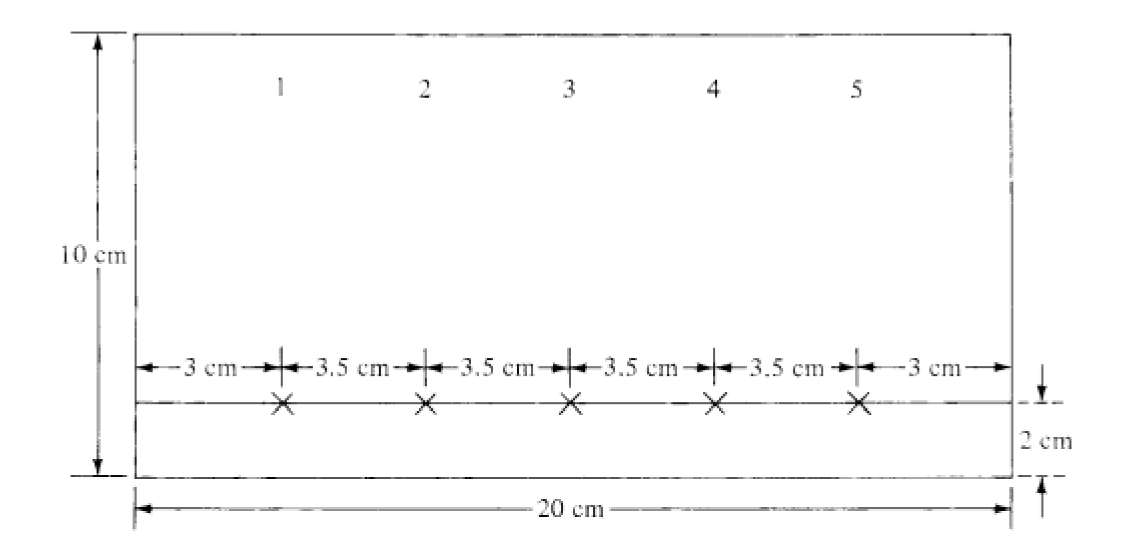
a. Extracción del Ácido Acetil Salicílico en la aspirina.

1. Pesar aproximadamente 1 g de tabletas de aspirina.
2. Coloque las tabletas de aspirina en un mortero, y triturar con cuidado hasta que se obtenga un polvo fino.
3. Agregue 2 ml de etanol al 96% al mortero y continúe moliendo durante 2 minutos.
4. Armar un equipo de filtración al vacío y con la ayuda de una varilla de vidrio, transfiera todo el contenido del mortero sobre papel de filtro previamente pesado.
5. Tomar 10 gotas del filtrado y colocarlo sobre una luna de reloj.

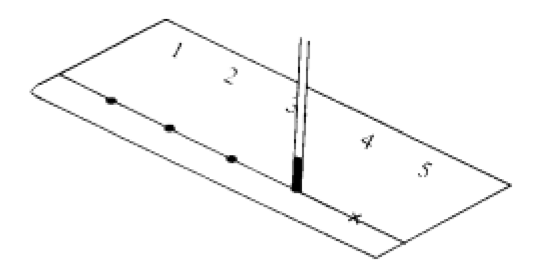
6. Determine la presencia del ácido acetilsalicílico en la solución anterior mediante el uso de un papel indicador acido base.
7. Cuando se complete la filtración y solo quede el sólido blanco y húmedo en el filtro, transfiera el papel de filtro con su contenido a una luna de reloj y ponerlo a la estufa eléctrica para su secado a 110 °C. Seque durante 10 min.
8. Retire con cuidado el papel filtro con el contenido seco, enfriar y pesar.
9. Por diferencia de pesos se calcula la cantidad de aditivos que contiene 1g de aspirina y que cantidad corresponde al acido acetil salicílico que es el principio activo
10. Coger una pequeña cantidad del aditivo y agregarle una gota de Lugol (I_2/KI). Una coloración azul indicará la presencia de almidón.

b. Extracción del licopeno y β-caroteno en el jugo de tomate por cromatografía de papel

1) Pesar alrededor de 8 g de pasta de tomate en un vaso de precipitados de 20 ml.
2) Agregue 10 ml de etanol al 96%. Revuelva la mezcla vigorosamente con una espátula hasta que la pasta no se pegue al agitador.
3) Armar el equipo de filtración al vacío y verter la mezcla de pasta de tomate y etanol en el embudo. Cuando se complete la filtración nos quedamos solo con el residuo que queda en el papel filtro que se utilizará para extraer los pigmentos.
4) Coloque el residuo del papel filtro en un vaso de precipitados de 20 ml.
5) Agregue 10 ml de hexano y revuelva la mezcla durante aproximadamente 2 minutos para extraer los pigmentos.
6) Filtre el extracto como antes a través de un nuevo embudo a un vaso de precipitados nuevo y limpio de 20 ml.
7) Coloque el vaso de precipitados en baño María.
8) Evaporar el disolvente hasta aproximadamente 1 ml de volumen. Use fuego lento y tenga cuidado de no evaporar todo el solvente.
9) Después de la evaporación, cubra el vaso de precipitado con papel de aluminio
10) Preparar el papel cromatográfico (una hoja de papel de filtro cortada a medida) como se indica en la figura

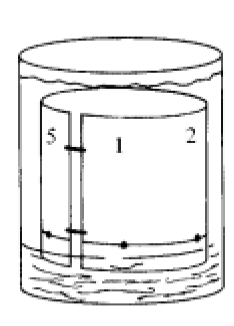


11) Mediante el uso de un capilar a la indicación del profesor poner el pigmento extraído sumergiendo el capilar en extracto de hexano y sembrar la muestra en el papel filtro como se muestra a continuación

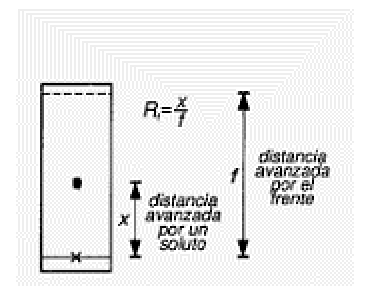


Recomendación: Aplicar ligeramente el capilar sobre el papel cromatográfico tocando en la línea marcada. Asegúrese de aplicar solo puntos pequeños, no mayores de 2 mm de diámetro, retirando rápidamente el capilar del papel cada vez que lo toque.

12) Vierta 10 ml del eluyente (fase móvil) en un vaso de precipitados de 50 ml. El sistema eluyente está formado por: 9 ml hexano -1 ml de acetato de etilo,
13) Coloque el cromatograma en el vaso de precipitados de 50 ml, ya que la mancha está en la parte inferior, cerca de la superficie del eluyente, pero no está cubierta por ella.



14) Cubra el vaso de precipitados con papel de aluminio, como se observa en la figura deje que el frente del disolvente migre hasta 0,5–1 cm por debajo del borde del papel.
15) Mientras tanto, su cromatograma en papel se ha desarrollado. Debe quitar el papel de filtro del vaso de precipitados de 50 ml antes de que el frente del disolvente llegue a los bordes del papel.
16) Marque la posición del frente del disolvente con un lápiz. Coloque el papel parado en sus bordes y déjelo secar. No descartar el papel cromatográfico porque lo presentara en el informe.
17) Marque las manchas de los pigmentos dando vueltas con un lápiz. Tenga en cuenta los colores de las manchas.
18) Mide la distancia del centro de cada punto desde su origen. Calcular los valores de Rf



19) Mientras espera a que el papel se seque, puede realizar el siguiente experimento corto. Pesar alrededor de 4 g de pasta de tomate en un vaso de precipitados. Agregue aproximadamente 3 ml de agua y revuelva. y, con la ayuda de una pipeta, agregue 10 gotas de $NaHCO_3$ *, agitar y luego agregar 20 gotas de KMnO4. Observe los colores y sus posiciones en el tubo de ensayo. Registre sus observaciones en la hoja de informe.*

PRACTICA 4

AISLAMIENTO DEL PRINCIPIO ACTIVO EN UNA TABLETA DE ASPIRINA Y EN UN MATERIAL VEGETAL MEDIANTE TECNICAS DE SEPARACIONES FISICAS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Liste cuatro aplicaciones médicas de la aspirina

2. ¿Qué sustancias contiene la aspirina? ¿cuál de ellas se haya en mayor proporción?

3. Dibuje la estructura del ácido acetil salicílico.

4. Observe las estructuras de el licopeno y el β-caroteno y responda ¿Cuántos dobles enlace tiene cada uno de ellos?

5. Lea la práctica a realizarse y enumere que métodos físicos se usaran.

6. ¿Qué es la cromatografía?

PRACTICA 4

AISLAMIENTO DEL PRINCIPIO ACTIVO EN UNA TABLETA DE ASPIRINA Y EN UN MATERIAL VEGETAL MEDIANTE TECNICAS DE SEPARACIONES FISICAS

INFORME DE LABORATORIO

A. EXTRACCION DEL ACIDO ACETIL SALICILICO EN LA ASPIRINA

a. Explique el procedimiento empleado en la identificación del ácido acetil salicílico en la aspirina

b. Calcular la cantidad en gramos de aditivos y de ácido acetil salicílico presente en los 2 gramos de aspirina. Calcule sus respectivos %

c. Describir el reconocimiento del almidón presente en la aspirina.

B. EXTRACCION DEL LICOPENO Y DEL β-CAROTENO EN EL JUGO DE TOMATE POR CROMATOGRAFIA DE PAPEL

a. Presentar en su papel cromatográfico con las manchas de los pigmentos y las medidas correspondientes para la obtención del Rf de cada pigmento.

b. Calcule el Rf para cada mancha observada en el cromatograma

c. Registre la observación de los colores y sus posiciones en el tubo de ensayo cuando se le agregó a la pasta de tomate Br_2/H_2O.

PRACTICA 5

REACCIONES QUIMICAS

I CAPACIDADES

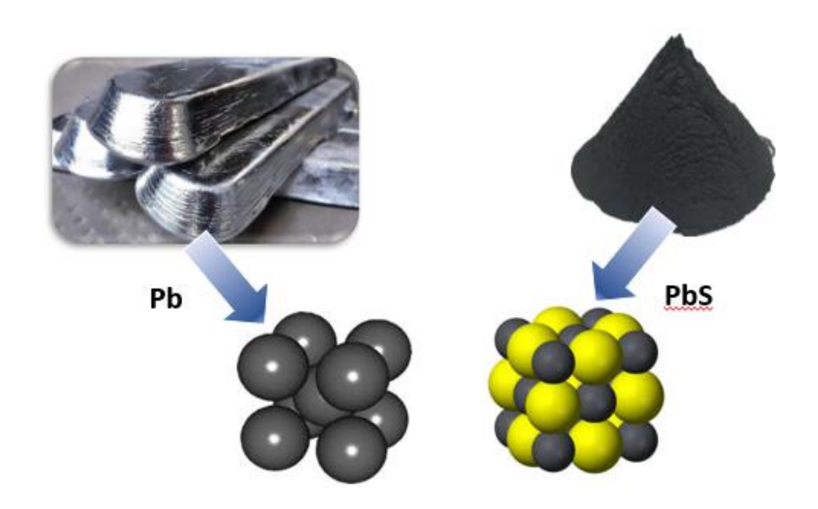
1.1 Identifica los factores cinéticos que afectan la velocidad de las reacciones químicas.

1.2 Identifica cuando ocurre una reacción química y sabe diferenciar los tipos de reacciones.

1.3 Formula y balancea las ecuaciones químicas.

II FUNDAMENTO TEORICO

Cuando una sustancia sufre un *cambio físico*, cambia su apariencia, pero no su composición. Por ejemplo, cuando el plomo (Pb) se funde y forma plomo líquido (Pb), sufre un cambio físico de sólido a líquido. En un *cambio químico (reacción química)*, una sustancia se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades y características. Por ejemplo, cuando el plomo (Pb), que es una sustancia de color gris mate, forma sulfuro de plomo, polvo negro (PbS), una nueva sustancia con diferentes propiedades. La evidencia de esta y otras reacciones químicas se observa por la formación de burbujas, un sólido, un cambio de color o un cambio en la energía térmica. El plomo experimentó la formación de un polvo negro (o solido cristalino), el sulfuro de plata (PbS).



Evidencias de Cambio Químico
Formación de un gas (burbujas)
Formación de solido (precipitado)
Cambio de color
Liberación o absorción de energía

Ecuaciones Químicas

En una reacción química, los átomos en los reactivos se reorganizan para producir nuevas combinaciones de átomos en los productos. En una ecuación para una reacción química, los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha. Una flecha entre ellos indica que se produce una reacción química.

Reactantes → Productos

Por ejemplo, escribimos la ecuación para la reacción del carbono y el oxígeno, que forma dióxido de carbono, como

$$C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$$

La fórmula de cada sustancia va seguida de su estado físico (*s, l, g*) entre paréntesis. Si se requiere calor para la reacción, se escribe un triángulo, que es un símbolo de calor, sobre la flecha.

Símbolo	Significado
+	Separa dos o más formulas
$\rightarrow$	Reacciona para formar productos
$\xrightarrow{\Delta}$	Reacción es calentada
(*s*)	Sólido
(*l*)	Líquido

Símbolo	Significado
$\rightleftarrows$	Reacción en equilibrio (reversible)
$\xrightarrow{Cat.}$	Reacción con catalizador
(*ppdo.*)	Precipitado
(*g*)	Gaseoso
(*ac*)	Acuoso

Balance de Ecuaciones Químicas

En una ecuación química balanceada, el número total de átomos de cada elemento en los reactivos es igual al número total de átomos en los productos (*Ley de la conservación de la masa*). Este balance se logra escribiendo un coeficiente delante de una fórmula que contiene ese elemento en particular. Por ejemplo, equilibramos la ecuación para la reacción de hidrógeno y oxígeno de la siguiente manera:

$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ *Ecuación química sin balancear*

$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow \mathbf{2}H_2O(g)$ *El coeficiente 2 delante de H_2O balancea a los átomos de O*

$\mathbf{2}H_2(g) + O_2(g) \rightarrow \mathbf{2}H_2O(g)$ *El coeficiente 2 delante de H_2 balancea a los átomos de H*

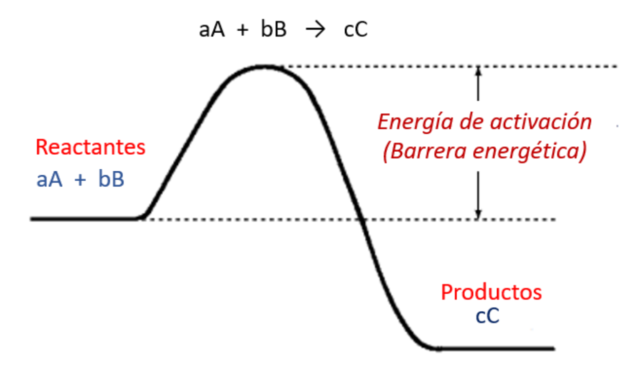
Tipos de reacciones

Hay muchas reacciones químicas diferentes, pero la mayoría se pueden clasificar en los tipos de reacciones que se muestran en la siguiente tabla.

Tipo de reacción	Descripción	Ejemplo de ecuación
Combinación, adición $A + B \rightarrow AB$	*Elementos o compuestos simples forman uno más complejo*	$Cu(s) + S(s) \xrightarrow{\Delta} CuS(s)$
Descomposición $AB \xrightarrow{f} A + B$	*Un reactante es dividido en más simples*	$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO2(g)$
Simple desplazamiento $AC + B \rightarrow AB + C$	*Un elemento toma el lugar de otro elemento en un compuesto*	$Mg(s) + 2HCl(ac) \rightarrow MgCl_2 + 2H_2(g)$
Doble desplazamiento $AC + DB \rightarrow AB + DC$	*Elementos de dos compuestos intercambian lugares*	$AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(ppdo) + NaNO_3(ac)$
Combustión $H,C + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$	*Hidrocarburos y oxigeno producen dióxido de carbono y agua*	$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
Oxidación – reducción	*Elementos cambian su estado de oxidación*	$Cu(s) + O_2(g) \rightarrow CuO(s)$

Factores que afectan la velocidad de una reacción química

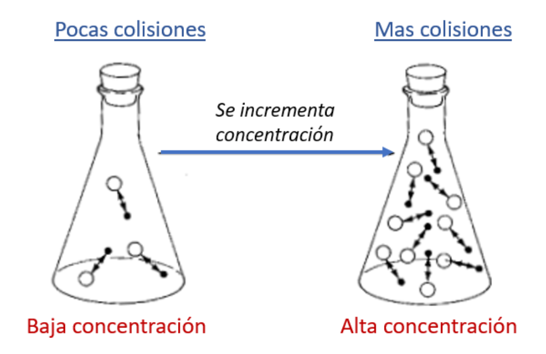
Algunas reacciones ocurren rápidamente mientras que otras muy lentamente. El estudio de la velocidad de las reacciones se conoce como *Cinética Química*. Para que una reacción tenga lugar, las moléculas o iones primero deben colisionar (*Teoría de colisiones*). No todas las colisiones producen una reacción. En muchas colisiones, las moléculas simplemente rebotan sin reaccionar. Una colisión que resulta en una reacción se llama colisión efectiva. La energía mínima necesaria para que ocurra la reacción se denomina energía de activación (ver figura). En este diagrama de energía, vemos que la velocidad de reacción depende de esta energía de activación. Cuanto menor sea la energía de activación, más rápida será la velocidad de reacción; cuanto mayor sea la energía de activación, más lenta será la reacción. Esto es cierto tanto para las reacciones exotérmicas como para las endotérmicas.



Es posible gobernar las colisiones manejando ciertos factores que incrementan las colisiones efectivas. Estos factores son

1. *Naturaleza de los reactivos*. Algunos compuestos son más reactivos que otros. En general, las reacciones que tienen lugar entre iones en soluciones acuosas son rápidas. Las reacciones entre moléculas covalentes son mucho más lentas.

2. *Concentración*. En la mayoría de las reacciones, la velocidad aumenta cuando aumenta la concentración de uno o ambos reactivos. Esto es comprensible sobre la base de la teoría de la colisión. Si duplicamos la concentración de un reactivo, chocará en cada segundo el doble de veces con el segundo reactivo que antes. Dado que la velocidad de reacción depende del número de colisiones efectivas por segundo, la velocidad se duplica.



3. *Superficie*. Si uno de los reactivos es un sólido, las moléculas del segundo reactivo sólo pueden colisionar con la superficie del sólido. Por lo tanto, el área superficial del sólido es en efecto su concentración. Un aumento en el área superficial del sólido (moliendo a un polvo en un mortero) aumentará la velocidad de reacción.

4. *Temperatura*. El aumento de la temperatura hace que los reactivos sean más energéticos que antes. Esto significa que más moléculas tendrán energía igual o mayor que la energía de activación. Por lo tanto, se espera un aumento en la velocidad de reacción con el aumento de la temperatura. Como regla general, cada vez que la temperatura sube 10° C, la velocidad de reacción se duplica. Esta regla está lejos de ser exacta, pero se aplica a muchas reacciones.

5. *Catalizador*. Cualquier sustancia que aumente la velocidad de reacción sin ser utilizada en el proceso se llama catalizador. Un catalizador aumenta la velocidad de reacción al reducir la energía de activación. Por lo tanto, muchas más moléculas pueden cruzar la barrera de energía (energía de activación) en presencia de un catalizador que en su ausencia. Casi todas las reacciones químicas en nuestros cuerpos son catalizadas por catalizadores específicos llamados enzimas.

III PROCEDIMIENTO

3.1. Tipos de reacciones

a. Use una pinza para coger un trozo de cinta de magnesio y exponlo a la llama del mechero de alcohol. Observe que sucede con el metal. Registre su observación y complete la

ecuación balanceada si ve que se ha producido una reacción (1).

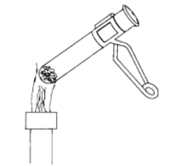
Coloque el producto en un tubo de ensayo que contenga 2 ml de agua destilada, agite con la ayuda de una varilla de vidrio y adicione 3 a 5 gotas del indicador fenolftaleína. Observe y anote sus observaciones, escriba la ecuación química balanceada (2).

Adicionar al tubo de ensayo gotas de ácido clorhídrico hasta observar algún cambio. Anote sus observaciones y formula la ecuación química balanceada (3)

b. Cada experimento en esta parte requiere mezclar volúmenes iguales de dos soluciones en un tubo de ensayo. Use aproximadamente 10 gotas de cada solución. Registre su observación en el momento de la mezcla (4 -7). Cuando parece que no hay evidencia de una reacción, palpe el tubo de ensayo para un cambio de energía (exotérmico o endotérmico). Las soluciones que deben mezclarse se describen en la tabla a continuación.

Tubo	Solución 1	Solución 2
4	0.1 M NaCl	0.1 M KNO_3
5	0.1 M NaCl	0,1 M $AgNO_3$
6	0.1 M Na_2CO_3	3M HCl
7	0,1 M $CuSO_4$	3M NaOH

c. Con la ayuda de una pinza coge un tubo de ensayo y colocar en su interior una pizca de clorato de potasio. Exponlo a la llama del mechero de alcohol uno minutos, observar y registrar los cambios. Escriba la ecuación química balanceada (8).



d. En una gradilla de tubos de ensayo, coloque cuatro tubos de ensayo etiquetados numerados del 9 al 12. Coloque 1 ml (aprox. 20 gotas) de la solución adecuada en el tubo de ensayo con una pequeña pieza de metal como se describe en la tabla a continuación

Tubo	Solución	Metal
9	H_2O	Na
10	H_2O	Cu
11	3M HCl	Zn
12	0,1 M $AgNO_3$	Cu

Observe las mezclas durante un período de tiempo de 20 minutos aprox. Tenga en cuenta cualquier cambio de color, desprendimiento de gases, formación de precipitados o

cualquier cambio de energía (sostenga cada tubo de ensayo en su mano y observe si la solución se calienta o se enfría) que ocurren durante cada reacción; registre sus observaciones en los espacios apropiados de la hoja de informe (9-12). Escribe una ecuación química balanceada para cada reacción que ocurra. Para aquellos casos en los que no hubo reacción, escriba "Sin reacción".

3.2. Factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas

1. *Naturaleza del reactante.* Coloque 1 ml de HCl 6 M en cada uno de los tres tubos de ensayo etiquetados. Agregue una tira pulida de magnesio de 1 cm a la primera, zinc a la segunda y cobre a la tercera. Haga todas las reacciones en los tres tubos de ensayo al mismo tiempo; evaluar las velocidades de reacción de los tres metales por la velocidad de evolución del gas H_2; luego enumere, en orden decreciente, las velocidades de reacción de los metales con el ácido en su hoja de informe.
2. *Concentración*. Prepara dos tubos de ensayo (A y B) con 2 mL de NaOH 0.1 M en cada uno. Adiciona 2-3 gotas de fenolftaleína. Al tubo A adicionar gota a gota HCl 0.4 M. Y al tubo B adicionar gota a gota HCl 6M; en ambos casos adiciona hasta cambio de color, y anota el número de gotas empleado. La reacción que neutraliza más rápidamente será la que usa la menor cantidad de reactivo y establece su relación con la concentración del ácido.
3. *Superficie de reacción*. Con un mortero grande, triture y pulverice aproximadamente 0,5 g de astillas de mármol (o $CaCO_3$). Coloque las virutas de mármol trituradas en un tubo de ensayo grande y 0,5 g de virutas de mármol sin triturar en otro. Añadir 2 ml de HCl 6 M a cada tubo de ensayo y anotar la velocidad de burbujeo del gas CO_2.
4. *Temperatura*. Añadir 5 ml de HCl 6 M a tres tubos de ensayo limpios. Coloque el primer tubo de ensayo en un baño de hielo, el segundo en un vaso de precipitados que contenga agua tibia (50 ° C) y el tercero en un vaso de precipitados con agua del grifo (20 ° C). Espera 5 min. A cada tubo de ensayo agregue una granalla de zinc, hágalo al mismo tiempo. Finalmente, observe el momento en que el burbujeo de gas se inicia en cada muestra y el mayor desprendimiento de burbujas. Registra las diferencias entre las muestras.
5. *Catalizador*. Agregue 2 ml de solución de H_2O_2 al 3% a dos tubos de ensayo limpios. La evolución de las burbujas de oxígeno indicará si el peróxido de hidrógeno se descompuso. Tenga en cuenta si algo sucede. Agregue algunos trozos de rabanito que contiene la peroxidasa que es el catalizador, a uno de los tubos de ensayo. Tenga en cuenta la evolución del oxígeno, si lo hay. Registre sus datos.

IV Materiales, reactivos y equipos

Materiales	Reactivos	Equipos
Pinza, pinza porta tubo, mechero de alcohol, frasco lavador, tubos de ensayo, vaso de precipitados	Cinta de Mg, fenolftaleína, agua destilada, HCl(*ac*), NaCl 0,1M, Na_2CO_3 0,1M, $CuSO_4$ 0,1M, KNO_3 0,1M , $AgNO_3$ 0,1N, HCl 3M , 3M NaOH 3M, $KClO_3$ (*s*), Na(*s*), Cu(*s*), Zn(*s*), HCl 6M, NaOH 0,1M, HCl 0,3M, hielo, $CaCO_3$(*s*), H_2O_2, MnO_2(*s*)	Baño maría, baño de hielo

PRACTICA 5

REACCIONES QUIMICAS

PRE – LAB CUESTIONARIO

I. Para cada una de las reacciones a continuación, clasifique como una combinación, descomposición, desplazamiento simple o desplazamiento doble.

1. $Ca(s) + Cl_2(g) \rightarrow CaCl_2(s)$ _______________

2. $Cu(s) + O_2(g) \rightarrow 2CuO(s)$ _______________

3. $Ca(NO_3)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow 2HNO_3(ac) + CaSO_4(s)$ _______________

4. $NH_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac)$ _______________

5. $Hg(NO_3)_2(ac) + 2NaI(ac) \rightarrow HgI_2(s) + 2NaNO_3(ac)$ _______________

6. $AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$ _______________

7. $Zn(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$ _______________

8. $H_2CO_3(ac) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$ _______________

9. $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + 2O_2(g)$ _______________

10. $2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(ac) + H_2(g)$ _______________

II. Algunos antiácidos vienen en forma de una píldora comprimida, mientras que otros están en forma de polvo suelto. ¿Qué forma daría un alivio más rápido para la acidez estomacal teniendo en cuenta que contenían los mismos ingredientes y se tomaron en cantidades iguales?

PRACTICA 5

REACCIONES QUIMICAS

INFORME DE LABORATORIO

1. Escribe ecuaciones completas y balanceadas para todos los casos en que se produzca una reacción. Su observación de que una reacción ocurrió sería por un cambio de color, por la formación de un gas, por la formación de un precipitado, o por un cambio de energía (exotérmico o endotérmico). Aquellos casos que no muestran evidencia de una reacción, escriban "Sin reacción".

Experimento		Evidencia	Tipo de reacción
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			
12			

2. De acuerdo a los experimentos de factores cinéticos en reacciones químicas complete
   - *Naturaleza del reactante*

	Ecuación química	Nombre del metal
Reacción más rápida		
Reacción más lenta		

- *Efecto de la concentración*

Ecuación química:		
	Numero de gotas	Concentración del acido
Reacción más rápida		
Reacción más lenta		

- *Superficie de reacción*

Ecuación química:	
Reacción rápida	
Reacción lenta	

- *Efecto de la temperatura*

Ecuación química:	
	Temperatura, °C
Reacción más rápida	
Reacción más lenta	

- Catalizador

Ecuación química:	
Evidencias	
Sin catalizador	
MnO_2	

PRACTICA 6

SOLUCIONES. ELECTROLITOS Y CONCENTRACIÓN

I CAPACIDADES

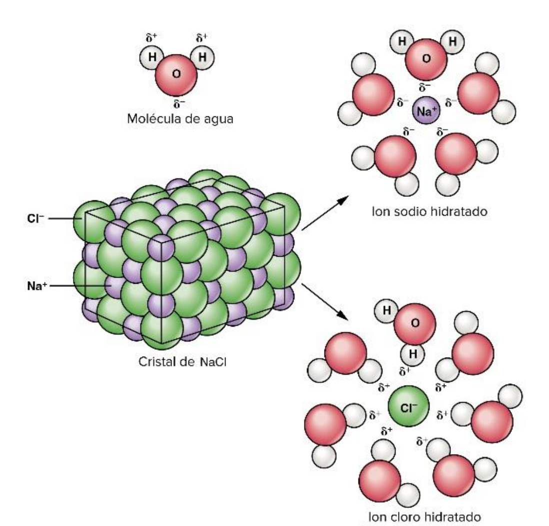
1.1 Familiariza al estudiante en las técnicas para preparar soluciones en sus diversas concentraciones y en diferentes unidades de concentración.

1.2 Explica la diferencia entre los términos electrólitos, no electrólitos, electrólitos fuertes y electrólitos débiles.

II FUNDAMENTO TEORICO

Soluciones. Formación y polaridad

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia que está presente en la mayor cantidad se llama *solvente*. La sustancia que está presente en la cantidad más pequeña es el *soluto*. En muchas soluciones, incluidos los fluidos corporales y los océanos, el agua es el solvente. Sin embargo, los solutos y solventes que componen las soluciones pueden ser sólidos, líquidos o gases.



Una solución se forma cuando las fuerzas de atracción (*fuerzas intermoleculares*) entre el soluto y el solvente son similares. Un soluto iónico (o polar) como NaCl es soluble en agua, un solvente polar. A medida que el NaCl se disuelve, sus iones se separan en Na^+ y Cl^-. Los iones Na^+ positivos son atraídos por los átomos de oxígeno parcialmente negativos del agua. Al mismo tiempo, los iones Cl^- negativos son atraídos hacia la solución por su atracción a los átomos de hidrógeno parcialmente positivos del agua (atracción ion – dipolo en ambos casos). Una vez que los iones están en la solución, permanecen en solución porque están hidratados, lo que significa que las moléculas de agua han rodeado cada ion.

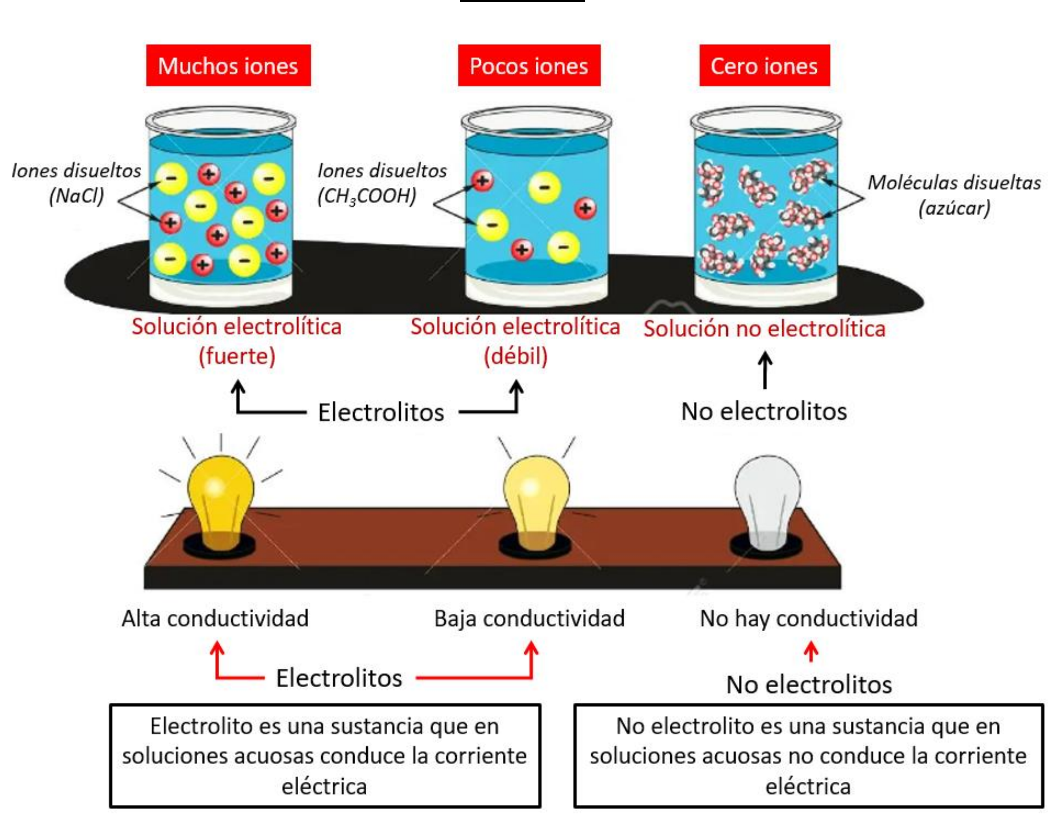
Electrolitos y no electrolitos

Los tipos de sustancias en soluciones acuosas se pueden identificar como electrolitos fuertes, electrolitos débiles o no electrolitos mediante el uso de un aparato de conductividad. Los electrolitos son sustancias que producen iones en el agua. Los electrolitos fuertes contienen solo iones en solución; Los electrolitos débiles producen unos pocos iones, pero contienen principalmente moléculas. Los no electrolitos se disuelven como moléculas. Cuando los iones están presentes en una solución acuosa, la

bombilla de un aparato de conductividad brillará porque los iones completan un circuito eléctrico. Los electrolitos débiles producen algunos iones: la bombilla brillará débilmente. Cuando un no electrolito se disuelve, solo están presentes sustancias moleculares, que no transportan corriente en una solución acuosa. La bombilla en el aparato de conductividad no brilla.

Electrolitos y no electrolitos seleccionados		
Electrolitos fuertes	Electrolitos débiles	No electrolitos
NaCl, cloruro de sodio	CH_3COOH, ácido acético	CH_3OH, metanol
H_2SO_4, ácido sulfúrico	H_2CO_3, acido carbónico	$C_{12}H_{22}O_{11}$, sacarosa
HCl, ácido clorhídrico	NH_3, amoniaco	C_6H_6, benceno
NaOH, hidróxido de sodio		$(CH_3)_2CO$, acetona

Electrolitos y no electrolitos
Soluciones



Concentración de las soluciones

La concentración de una solución se calcula a partir de la cantidad de soluto presente en una cierta cantidad de solución.

La concentración puede expresarse utilizando diferentes unidades para la cantidad de soluto y solución.

UNIDAD DE CONCENTRACIÓN	DEFINICIÓN
Porcentaje en peso (% w/w)	$\frac{\text{Peso de soluto (g)}}{\text{Peso de solución (g)}}$ x 100%
Porcentaje peso-volumen (% w/v)	$\frac{\text{Peso de soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}}$ x 100%
Gramos por litro (g/L)	$\frac{\text{Peso de soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (L)}}$
Partes por millón (ppm)	$\frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de solución}}$
Molaridad (M)	$\frac{\text{N}^{\text{o}}\text{ moles de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}}$
Normalidad (N)	$\frac{\text{N}^{\text{o}}\text{ equivalentes de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}}$

III PROCEDIMIENTO

Polaridad de solutos y solventes

- Coloque ocho tubos de ensayo en una gradilla de tubos de ensayo.

  Disolvente polar: A cada uno de los cuatro tubos de ensayo, añadir 3 ml de agua.

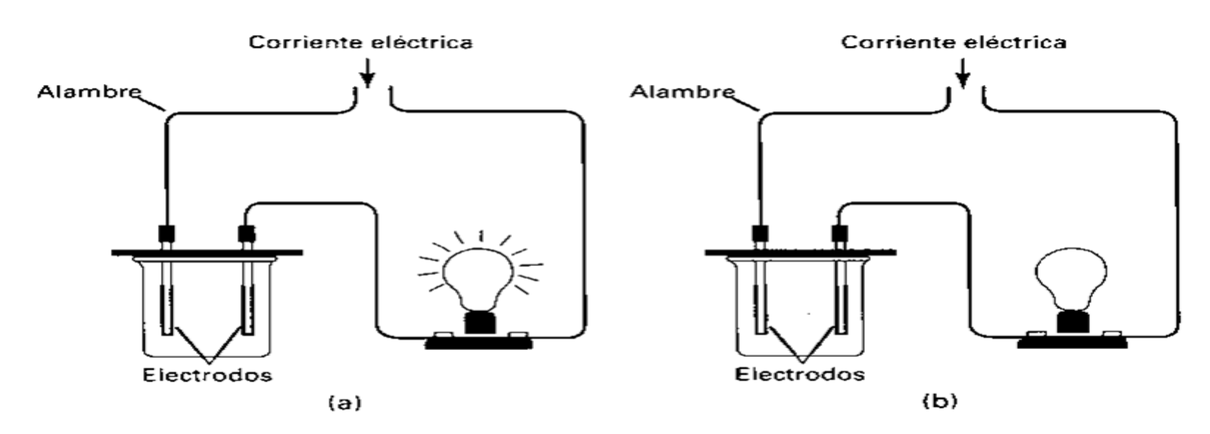
  Solvente no polar: A cada uno de los cuatro tubos de ensayo más, agregue 3 ml de ciclohexano.

  A un tubo de ensayo que contenga agua y a un tubo de ensayo que contenga ciclohexano añadir unos cristales (una pequeña cantidad) o unas gotas de cada uno de los solutos: $KMnO_4$, I_2, sacarosa, aceite vegetal (un soluto por tubo de ensayo). Revuelva cada mezcla con una varilla de agitación de vidrio. Enjuague y limpie después de cada uso. Identificar los solutos como solubles o no solubles en cada uno de los disolventes.
- Utilice la solubilidad de cada soluto para identificarlo como polar o no polar. Si un soluto se disuelve en un disolvente polar como el agua, es un soluto polar. Si un soluto se disuelve en un disolvente no polar como el ciclohexano, el soluto es no polar.

Soluto	Soluble / no soluble en		Compuesto Polar / no polar/iónico
	Agua	hexano	
NaCl			
Azufre (S_8)			
Azúcar			
Aceite vegetal			

Determinación de soluciones electrolíticas y no electrolíticas

Preparar vasos precipitados con las muestras que se indican en la siguiente tabla. Introducir los electrodos del conductímetro en cada vaso, observar la bombilla y registrar sus resultados en le tabla. La intensidad puede ser alta, baja o nula. Lo demás complete con una (X)



Solución	Tipo de soluto		Intensidad del foco(alta ,baja o nula)	Electrolito		No electrolito
	Iónico	Covalente polar		Fuerte	Débil	
H_2O potable						
HCl (*ac*)						
CH_3COOH (*ac*)						
NaOH (*ac)*						
$CuSO_4$ (*ac*)						
C_2H_5OH (*ac*)						
NaCl (*ac*)						

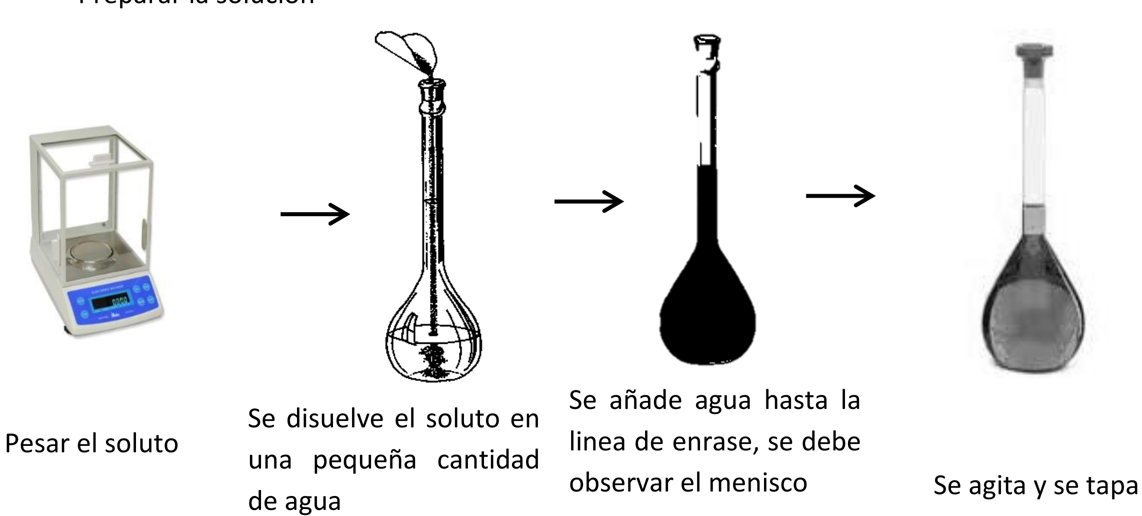
Preparación de soluciones

a. Preparar **50 ml** de solución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) **0,15 M**

- Calcular la cantidad de soluto:



- Preparar la solución



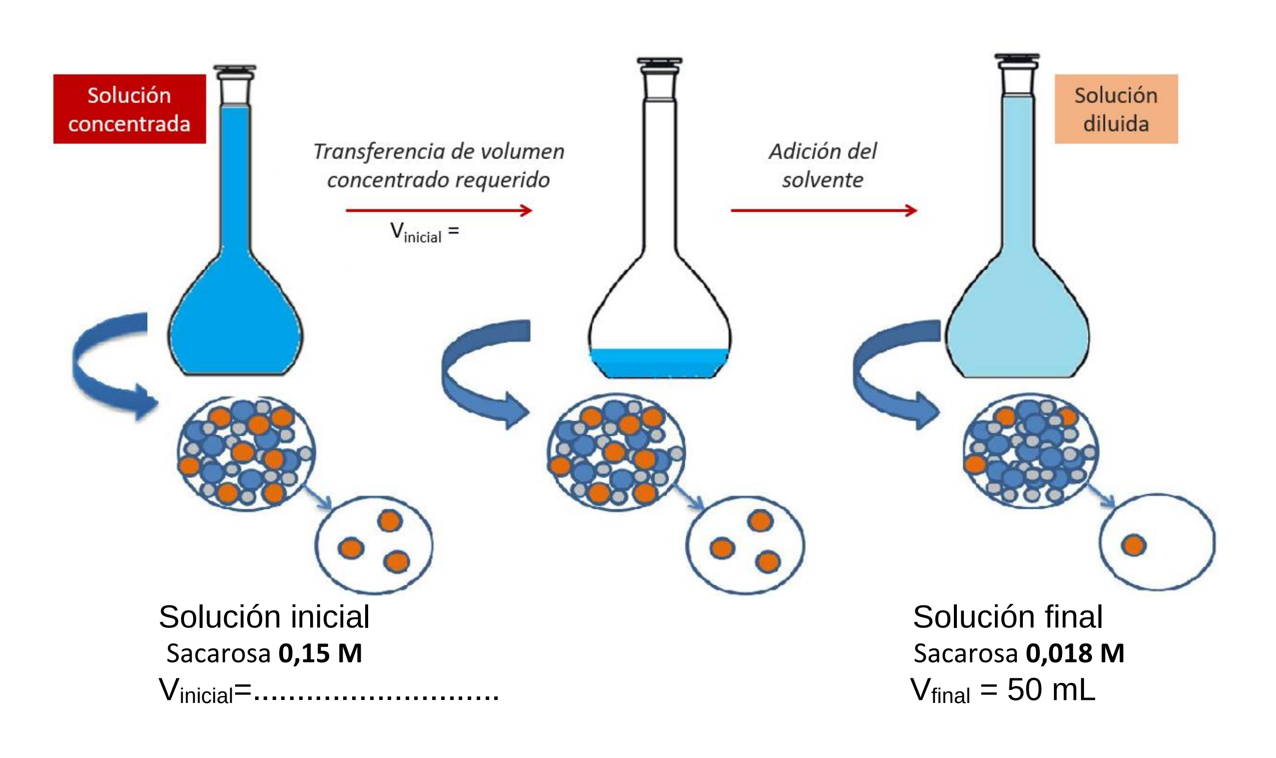
b. A partir de la solución anterior preparar 50 mL de una solución diluida 0.018 M

Se emplea la *Ecuación de dilución*. Se prepara a partir de una solución de mayor concentración, otra de menor concentración

$$C_{inicial} \times V_{inicial} = C_{final} \times V_{final}$$

C = concentración (Molar o Normal)

V = volumen (litros o mililitros)



IV. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

Materiales	Reactivos	Equipos
Fiola de 50 ml	Agua potable	Balanza de precisión
Luna de reloj	HCl	Equipo de conductividad
Espátula	CH_3COOH	
Pipeta	NaOH	
Tubos de ensayo	$CuSO_4$	
Gradilla	Etanol	
	Ciclohexano	
	$KMnO_4$	
	I_2	
	Sacarosa	
	NaOH	
	Aceite vegetal	

PRACTICA 6

SOLUCIONES. ELECTROLITOS Y CONCENTRACIÓN

PRE - LAB CUESTIONARIO

1. ¿Por qué un aderezo para ensaladas de aceite y vinagre tiene dos capas separadas?

2. ¿Por qué algunos electrolitos se consideran fuertes, mientras que otros se consideran débiles?

3. ¿Qué se entiende por 25 % p/p de concentración de una solución de KNO_3?

4. ¿Qué es 0,15 M de una solución de $CaCl_2$?

5. Se prepara una solución con 3,26 g de KCl y agua para obtener 25,0 ml de solución.
   a. ¿Cuál es el % (p/v) de la solución KCl?

   b. ¿Cuál es la molaridad (M) de la solución de KCl?

PRACTICA 6

SOLUCIONES. ELECTROLITOS Y CONCENTRACIÓN

INFORME DE LABORATORIO

I. Polaridad de solutos y solventes

Soluto	Soluble / no soluble en		Compuesto Polar / no polar/iónico
	Agua	hexano	
NaCl			
Azufre (S_8)			
Azúcar			
Aceite vegetal			

II. Determinación de soluciones electrolíticas y no electrolíticas

Solución	Tipo de soluto		Intensidad del foco	Electrolito		No electrolito
	Iónico	Covalente polar		Fuerte	Débil	
H_2O potable						
HCl (*ac*)						
CH_3COOH (*ac*)						
NaOH (*ac*)						
$CuSO_4$ (*ac*)						
C_2H_5OH (*ac*)						
NaCl (*ac*)						

III. Resuelva

Clasifique los solutos en cada una de las siguientes ecuaciones como un electrolito débil, un electrolito fuerte o un no electrolito en agua:

a $XY_2\,(s) \rightarrow X^{+2}(ac) + 2Y^{-1}(ac)$ ____________________

b $HX\,(g) \rightleftarrows H^{+}(ac) + X^{-1}\,(ac)$ ____________________

c $XYZ\,(s) \rightarrow XYZ(ac)$ ____________________

d $YOH\,(s) \rightarrow Y^{+}\,(ac) + OH^{-1}(ac)$ ____________________

IV. Preparación de soluciones

a) Calcular la cantidad de soluto para preparar 50 ml de solución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 0,15 M

b) Calcular el volumen necesario de una solución de sacarosa 0,15 M para preparar por dilución otra de 0,018 M y 50 ml de volumen. ¿Qué cantidad de agua se añadió?

PRÁCTICA 7

ACIDO BASE

I. CAPACIDADES

1.1. Aprender a medir el pH de una solución, usando papel multicolor, papel universal y pH-metro.

1.2. Entiende el comportamiento de soluciones buffer y justifica los valores de pH obtenidos para este tipo de soluciones.

1.3. Determina la cantidad de ácido cítrico en una muestra de naranja y lo expresa en gramos por litro de muestra.

II. FUNDAMENTO TEÓRICO

Con frecuencia encontramos ácidos y bases en nuestra vida diaria. Frutas, como naranjas, manzanas, etc., contienen ácidos. El amoníaco doméstico, un agente de limpieza es una base.

Los ácidos son compuestos que pueden donar un protón (ion hidrógeno).

Las bases son compuestos que puede aceptar un protón.

Este sistema de clasificación fue propuesto simultáneamente por Johannes. Brönsted y Thomas Lowry en 1923, y se conoce como la teoría de Brönsted-Lowry. Así Cualquier donante de protones es un ácido, y un aceptor de protones es una base.

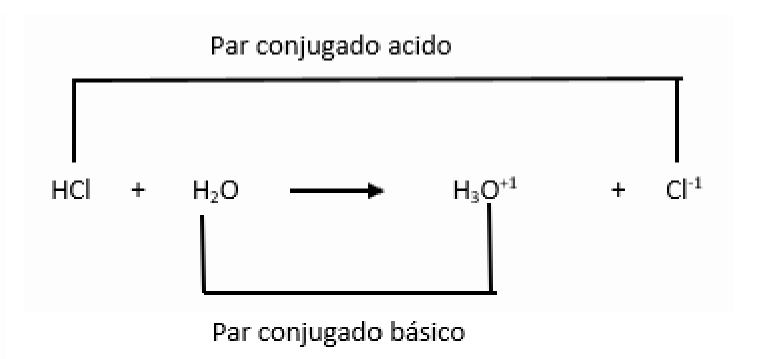
Cuando el HCl reacciona con el agua, según la siguiente reacción:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^{+1} + Cl^{-1}$$

Acido **Base** **Acido conjugado** **Base conjugada**

HCl es un ácido y H_2O es una base porque HCl donó un protón convirtiéndose así en Cl^{-1}, y el agua aceptó un protón convirtiéndose así en H_3O^{+1}. En la reacción inversa (de derecha a izquierda) el H_3O^{+1} es un ácido y el Cl^{-1} es una base. Como indica la flecha, el equilibrio en esta reacción se encuentra muy a la derecha. Es decir, de cada 1000 moléculas de HCl disueltas en agua, 990 se convierten en Cl^{-1} y solo 10 permanecen en forma de HCl en equilibrio. Pero el H_3O^{+1} (ion hidronio) también es un ácido y puede donar un protón a la base, Cl^{-1}. ¿Por qué los iones hidronio no ceden protones a Cl^{-1}con la misma facilidad y forman más HCl? Esto se debe a que diferentes ácidos y bases tienen diferentes fuerzas. El HCl es un ácido más fuerte que el ion hidronio, y el agua es una base más fuerte que el Cl^{-1}.

En la teoría de Brönsted-Lowry, cada reacción ácido-base crea su par conjugado ácido-base. En la reacción anterior, el HCl es un ácido que, después de renunciar a un protón, se convierte en una base conjugada, Cl^{-1}. Del mismo modo, el agua es una base que, después de aceptar un protón, se convierte en un ácido conjugado, el ion hidronio.



Algunos ácidos pueden ceder sólo un protón. Estos son ácidos monoprótico. Algunos ejemplos son: ***H***Cl, ***H***NO_3, HCOO***H*** y CH_3COO***H*** . Los hidrógenos marcados en un círculo son los donados. Otros ácidos producen dos o tres protones. Estos se llaman ácidos dipróticos o tripróticos. Algunos ejemplos son H_2SO_4, H_2CO_3 y H_3PO_4. Sin embargo, en la teoría de Brönsted-Lowry, cada ácido se considera monoprótico, y un ácido dipróticos (como el ácido carbónico) dona su protones en dos pasos distintos.

Paso 1: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^{-2} + H_3O^{+1}$

Paso 2: $HCO_3^{-1} + H_2O \rightleftarrows CO_3^{-2} + H_3O^{+1}$

Así, el compuesto HCO_3^{-1} es una base conjugada en la primera reacción y un ácido en el Segunda reacción. Un compuesto que puede actuar como un ácido o una base se llama anfótero.

En la reacción de autoionización del agua

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^{+1} + OH^{-1}$$

Un mol de agua actúa como ácido (donante de protones) y la otra como base (aceptor de protones). En puro agua, el equilibrio se encuentra muy a la izquierda, es decir, solo muy pocos hidronio e hidroxilo Se forman iones. De hecho, sólo 1 x 10^7 moles de ion hidronio y 1x 10^7 moles del ion hidróxido se encuentra en un litro de agua. La constante de disociación para la autoionización del agua

$$\mathbf{Kw = [H_3O^+]\,[OH^{-1}] = [1x10^7][1x10^7] = 1 \times 10^{14}}$$

Este valor del producto iónico del agua se aplica no solo al agua pura sino a cualquier solución a acuosa. (agua). Esto es muy conveniente porque si conocemos la concentración del ion hidronio, conocemos automáticamente la concentración del ion hidróxido y vicio Versa.

Por ejemplo, si en una solución de HCl 0,01 M HCl se disocia completamente, el hidronio la concentración de iones es [H_3O] 1x 10^2 M. Esto significa que el [OH] es:

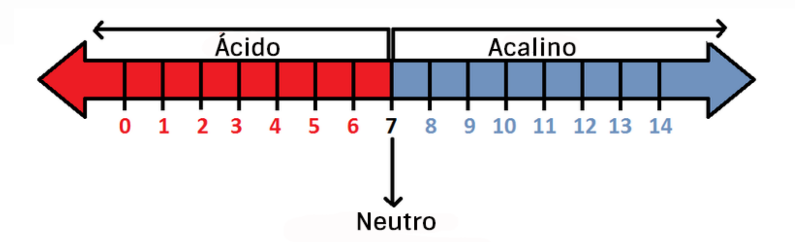
$$[OH^{-1}] = \quad Kw / [H_3O^{+1}] = 1x10^{14} / 0,001 = 1 \times 10^{17}$$

Para medir la fuerza de una solución acuosa ácida o básica, P. L. Sorensen introdujo la escala de pH.

$$pH = - \log [H_3O^{+}]$$

En agua pura, hemos visto que la concentración de iones hidronio es de 1x 10^7 M. El logaritmo de esto es 7 y, por lo tanto, el pH del agua pura es 7. Dado que el agua es un compuesto anfótero, pH = 7 significa una solución neutra. Por otro lado, en una solución de HCl 0,01 M (ionizado completamente), tenemos $[H_3O]$ 1 x10^2 M. Por lo tanto, su pH es 2. La escala de pH muestra que las soluciones ácidas tienen un pH inferior a 7 y las soluciones básicas tienen un pH mayor de 7

Escala de pH



Medidores de pH

El pH de una solución se puede medir convenientemente mediante instrumentos especiales llamados pH Metros. Todo lo que se debe hacer es insertar los electrodos del medidor de pH en la solución. para ser medido y leer el pH de una escala. También se puede obtener el pH de una solución, aunque con menos precisión, mediante el uso de un papel indicador de pH. El papel está impregnado con compuestos orgánicos que cambian su color a diferentes valores de pH. El color mostrado por el papel se compara con una tabla de colores proporcionada por el fabricante.







Soluciones Buffer

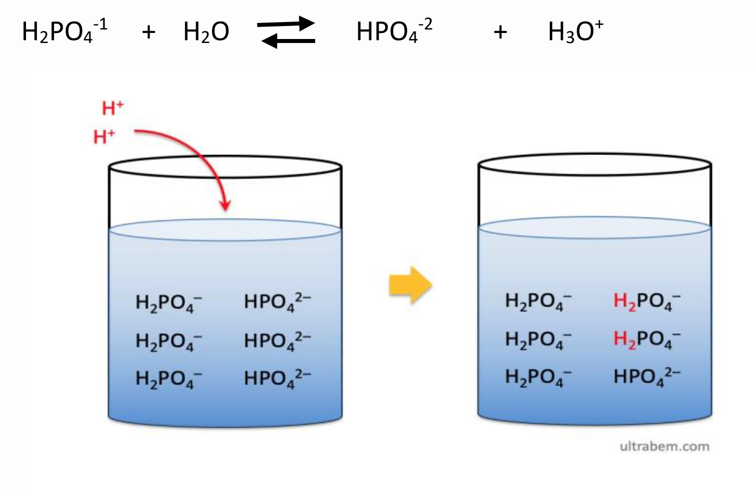
Hay ciertas soluciones que resisten un cambio en el pH incluso cuando les agregamos ácidos o bases. Tales sistemas se llaman búferes. Una mezcla de un ácido débil y su base conjugada generalmente forma un buen sistema de amortiguación. Un ejemplo es el ácido carbónico, que es el más tampón importante en nuestra sangre y lo mantiene cerca de pH 7.4. Los búferes resisten grandes cambios en pH debido al principio de Le Chatelier que rige las condiciones de equilibrio. En sistema tampón ácido carbónico-bicarbonato (base ácido débil-conjugado),

$$H_2CO_3 \;+\; H_2O \rightleftharpoons HCO_3^{-2} \;+\; H_3O^{+1}$$

cualquier adición de un ácido, H_3O^+, desplazará el equilibrio hacia la izquierda. Por lo tanto, esto reduce la concentración de iones hidronio, devolviéndola al valor inicial para que permanezca constante; por lo tanto, el cambio en el pH es pequeño. Si se agrega una base, OH^-, a dicho sistema de amortiguación, reacciona con el H_3O^+ del buffer. Pero el equilibrio luego se desplaza hacia la derecha, reemplazando los iones hidronio reaccionados, por lo tanto, nuevamente, el cambio en el pH es pequeño.

Los tampones estabilizan una solución a un pH determinado. Esto depende de la naturaleza del búfer y su concentración. Por ejemplo, el sistema ácido carbónico-bicarbonato tiene un pH de 6,37 cuando los dos ingredientes están en concentración equimolar. Un cambio en la concentración del ácido carbónico en relación con su base conjugada puede cambiar el pH del tampón.

$$H_2PO_4^{-1} \;+\; H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{-2} \;+\; H_3O^+$$



El pKa de este sistema buffer es 7.21. Requiere una relación molar de 1.6 a 1.0 de HPO_4^{-2} a $H_2PO_4^-$ para mantener nuestra sangre a pH 7.4

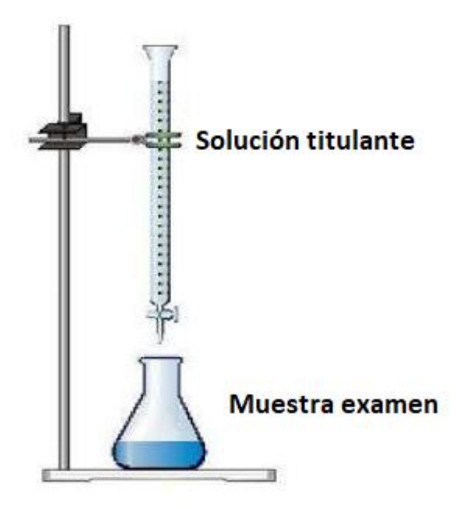
Titulación Acido – Base

La titulación es un procedimiento volumétrico que sirve para establecer la concentración de una solución o de un componente de la muestra examen. Cuando se determina la concentración exacta de una solución se dice que es una solución valorada.

La titulación ácido -base es el proceso por el cual desde una bureta se añade un volumen determinado(gasto) de ácido o base, de concentración conocida a un volumen de ácido o base de concentración desconocida (muestra examen), contenido en un matraz Erlenmeyer, al que se le ha añadido un indicador para determinar el punto final de la titulación que nos indica la la titulación a terminado. El punto de equivalencia, nos indica que los equivalentes del ácido y de la base se han igualado y se visualiza con el cambio de color.

Equivalentes gramo del ácido = Equivalentes gramos de la base

La titulación se realiza en el equipo de titulación



Cuando se titula sustancias cítricas se expresa el resultado en gramos de ácido cítrico por litro de jugo. El ácido cítrico es neutralizado por el hidróxido de sodio según la siguiente reacción.

$$\begin{array}{lcccl} \begin{array}{l} \quad\;\; CH_2COOH \\ \quad\;\; | \\ H-O-C-COOH \\ \quad\;\; | \\ \quad\;\; CH_2COOH \end{array} & + & NaOH & \longrightarrow & \begin{array}{l} \quad\;\; CH_2COONa \\ \quad\;\; | \\ H-O-C-COOH \\ \quad\;\; | \\ \quad\;\; CH_2COONa \end{array} \; + 3H_2O \end{array}$$

Ácido cítrico Citrato de sodio

III. Materiales y Reactivos

Materiales	Equipos	Reactivos
Vasos de precipitado	PH - metro	HCl 0,1M
Varilla de agitación	Agitador magnético	CH_3COOH, 0.1M
Frasco lavador	Equipo de titulación	CH_3COONa, 0.1M
Tubos de ensayo		H_2CO_3, 0.1M
Cuchillo		$NaHCO_3$, 0.1M
Papel universal		NH_3, 0.1M
Papel multicolor		NaOH, 0.1M
Exprimidor de jugo		Jugo de naranja

IV. Procedimiento

4.1. Medida de pH usando papel universal, papel multicolor y pH-metro

- En 6 vasos de precipitados de 50 ml colocar aproximadamente 5 mL de las muestras, HCl, ácido acético, acetato de sodio, acido carbónico, bicarbonato de sodio, amoniaco y hidróxido de sodio, de concentración 0.1M
- Sumergir en cada una de las muestras una cinta de papel de pH universal. Retire el exceso de líquido del papel tocando el vaso. Compare el color del papel con la tabla de colores proporcionada. Registre el pH.
- Proceda de la misma manera, pero ahora usando un papel multicolor. Registre el pH.
- Sobre el agitador magnético, coloque un vaso de precipitado con 5 ml de HCl, 0.1M, lave el electrodo del pH- metro con agua destilada, sujételo el electrodo en el soporte universal y sumerja en la muestra, encienda el agitador magnético y espere que la lectura de pH se estabilice, apague el agitador magnético retire la muestra. Anote el pH.
- Repita los mismos pasos con las demás muestras.

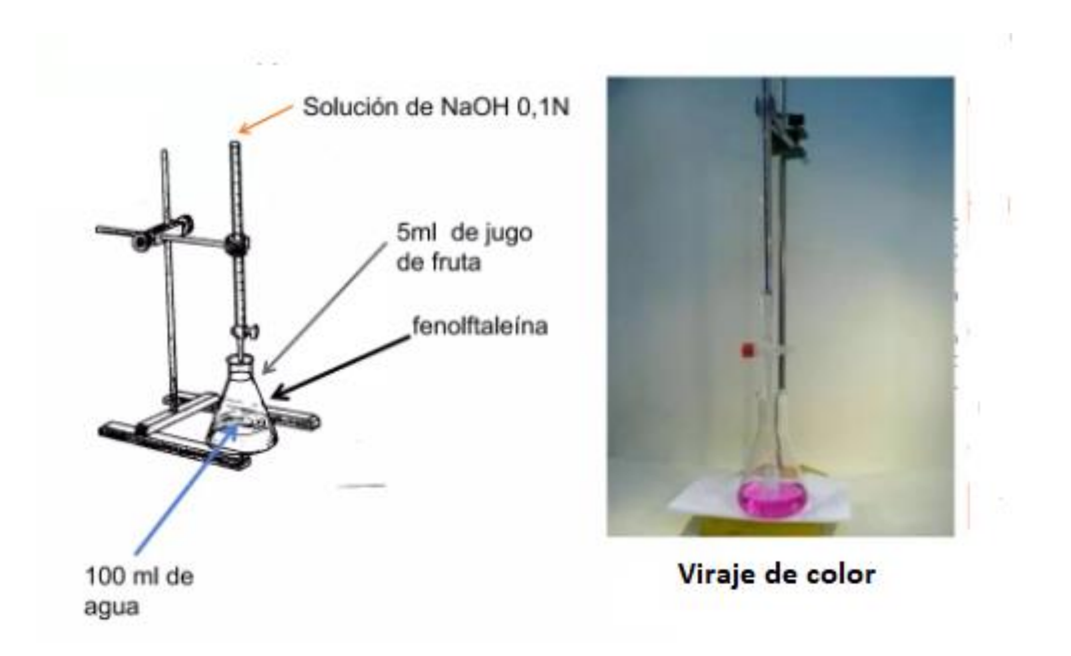


4.2. Medición de pH de soluciones Buffer

- Preparar en un vaso de precipitado de 50 ml, etiquetado, seco y limpio.
  1 ml 0.1 M de ácido carbónico 10 ml 0.1 M de bicarbonato de sodio Mida el pH del buffer con la ayuda del pH - metro. Registre sus datos.
- Dividir la muestra buffer en dos mitades (5 ml cada una) y colóquelos en vasos secos y. A la primera muestra de tampón (a), añadir 0,5 ml de HCl 0,1 M. Mezclar, medir el pH y registre sus datos. A la segunda muestra de tampón (a), añadir 0,5 ml de NaOH 0,1 M. Mezclar y medir el pH. Registre el valor de pH
- Colocar 5 ml de agua destilada en dos vasos de precipitados de 10 ml. Medir el pH del agua destilados. Registre los datos del valor de pH. Para la primera muestra de agua destilada añadir 0,5 ml de HCl 0,1 M. Mezclar y medir el pH registrarlo. A la segunda muestra de agua destilada añadir 0,5 mL de 0,1 M NaOH. Mezclar, medir el pH y regístrelo.

4.4. Determinación de ácido cítrico en un volumen de jugo de naranja

- Extraer el jugo de naranja, filtrar para dejar libre de partículas.
- En un matraz Erlenmeyer de 250 ml, colocar 5 ml de jugo de naranja, 3 o 4 gotas de fenolftaleína y aproximadamente 50 ml de agua destilada.
- Llenar la bureta con una solución de NaOH, 0.1N.
- Abrir la llave de la bureta y titular la muestra hasta observar un cambio de color, anotar el gasto y efectuar los cálculos.
- Expresar el resultado en gramos de ácido cítrico por litro de jugo de naranja.



Viraje de color

V. Cálculos y Resultados

5.1. Medida de pH usando papel universal, papel multicolor y pH-metro

Muestra	*pH con papel universal*	*pH con papel multicolor*	*pH con pH-metro*	*Carácter Ácido o básico*
HCl				
CH_3COOH				
H_2CO_3				
$NaHCO_3$				
NH_3				
NaOH				

5.2. Medición de pH de soluciones Buffer

Muestra	*pH Inicial*	*pH al adicionar HCl*	*pH al adicionar NaOH*
Buffer			
Agua destilada			

5.3. Determinación de ácido cítrico en un volumen de jugo de naranja

Muestra	Volumen de muestra	Solución titulante	Concentración de la solución titulante	Volumen gastado de solución titulante	Indicador usado
Jugo de naranja					

Calcule la normalidad del jugo de naranja.

$$N_{acido} \times V_{acido} = N_{base} \times V_{base}$$

Convierta la normalidad del jugo de naranja a gramos de ácido cítrico por litro de jugo de muestra

$$\begin{array}{l} \quad\;\; CH_2 - COOH \\ \quad\;\; | \\ HO - C - COOH \\ \quad\;\; | \\ \quad\;\; CH_2 - COOH \end{array}$$

acido citrico

Peso Molecular = 192uma

Peso molar = 192 g

i = 3

PRÁCTICA 7

ACIDO - BASE

PRE – LAB- CUESTIONARIO

1. Según Brönsted y Lowry defina un ácido y una base, escriba un ejemplo de muestre las definiciones. Indique en este ejemplo los pares conjugados.
2. Explique claramente y conciso que es un buffer, como está constituido y por qué presenta resistencia a cambios de pH.
3. El ácido fosfórico, H_3PO_4, es un ácido triprótico. Mostrar la fórmula de la base conjugada después de haber donado dos protones.
4. El pH de la sangre normal es 7.4. La sangre de un paciente diabético dio una lectura de pH de 6.4. ¿Cuánto más de ion hidronio (H_3O^+) está en la sangre del paciente diabético?
5. Explique porque algunas soluciones conducen corrientes eléctricas fuertemente, otras débilmente y otras no conducen. Use ejemplos para dar respuesta a lo que se pregunte no texto.
6. Que ácidos está presente en muestras cítricas y que técnica usaría para determinar la concentración de ácido en la muestra. Indique las partes importantes de este proceso.

PRACTICA 7

ACIDO - BASE

INFORME DE LABORATORIO

1. Reporte los resultados obtenidos en los experimentos trabajados, completando los 4 cuadros que se muestran en la parte de cálculos y resultados.

Medida de pH usando papel universal, papel multicolor y pH-metro

Muestra	***pH con papel universal***	***pH con papel multicolor***	***pH con pH-metro***	***Carácter Ácido o básico***
HCl				
CH_3COOH				
H_2CO_3				
$NaHCO_3$				
NH_3				
NaOH				

Medición de pH de soluciones Buffer

Muestra	***pH Inicial***	***pH al adicionar HCl***	***pH al adicionar NaOH***
Buffer			
Agua destilada			

Determinación de ácido cítrico en un volumen de jugo de naranja

Muestra	**Volumen de muestra**	**Solución titulante**	**Concentración de la solución titulante**	**Volumen gastado de solución titulante**	**Indicador usado**
Jugo de naranja					

Calcule la normalidad del jugo de naranja.

$$N_{acido} \times V_{acido} = N_{base} \times V_{base}$$

Convierta la normalidad del jugo de naranja a gramos de ácido cítrico por litro de jugo de muestra

CH_2 — COOH
HO — C — COOH
CH_2 — COOH
acido citrico

Peso Molecular = 192uma

Peso molar = 192 g

i = 3

2. En comparación con el buffer y la muestra de agua destilada, ¿cuál es la variación de pH en ambas muestras después de la adición de 0,5 ml 0,1 M HCl? . Justifique estos resultados
3. Escriba la ecuación que representa al buffer usado en la práctica, e indique los pares conjugados.
4. Escriba por lo menos tres conclusiones respecto al tema tratado en esta práctica.

PRACTICA 8

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS. HIDRCARBUROS

I. Capacidades

1. Reconoce los tipos de hidrocarburos: alcanos, alquenos, alquinos y aromáticos
2. Nombra la estructura de hidrocarburos representados.
3. Formula hidrocarburos a partir de sus nombres

II. Desarrollo Temático

2.1 Tipos de Formulación de Compuestos Orgánicos.

Los compuestos orgánicos se pueden representar por tres tipos de fórmulas:

Formula Desarrollada	$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-OH$ Formula semidesarrollada	**$C_6H_{14}O$** Formula Global
	$CH_3CH_2CH(CH_3)CH_2CH_2OH$ Formula condensada	OH Formula de varillas

2.2 Tipos de carbono

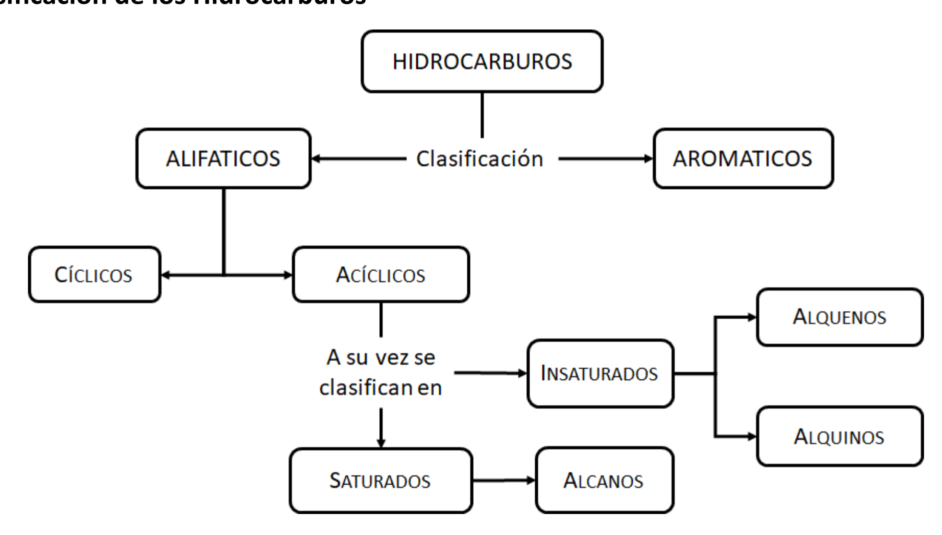
Carbono primario	Carbono secundario	Carbono terciario	Carbono cuaternario

2.3 Tipos de cadena carbonada.

Cadena saturada	Cadena insaturada
Cadena abierta simple	Cadena abierta ramificada

Cadena cíclica (con insaturaciones)	Cadena cíclica ramificada

2.4 Clasificación de los Hidrocarburos



2.5 Nomenclatura

Se desarrollarán los nombres de los compuestos orgánicos usando las reglas de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). Los nombres que se obtengan siguiendo las recomendaciones de la IUPAC se conocen como *nombres sistemáticos*. Hay muchas reglas, y no es posible estudiarlas todas, el profesor expondrá las más importantes de cada función orgánica en la sesión de clase.

Sin embargo, hay una serie de pasos generales que resultaran bastante útiles en este proceso:

a. *Selección de la cadena principal*, elegir la cadena más larga considerando la que tiene el mayor número de sustituyentes.

b. *Identificar y nombrar los sustituyentes*.

c. *Numerar la cadena principal y asignar un localizador a cada sustituyente*, asignar a cada sustituyente el menor número posible. Si hay dos formas posibles, elegir aquella en la cual segundo sustituyente tiene el menor número.

d. *Nombrar los sustituyentes complejos y ordenarlos alfabéticamente*, colocar los localizadores antes de cada sustituyente. Para sustituyentes iguales usar los prefijos di, tri, tetra, que no se tienen en cuenta el orden alfabético.

2.6 Prefijos y sufijos de los Hidrocarburos

Los nombres de los compuestos están formados por *Prefijo + Sufijo*

Función orgánica	**Sufijo**
Alcano	*ano*
Alqueno	*eno*
Alquino	*ino*

Los compuestos aromáticos tienen como al benceno y sus derivados poseen nombres comunes reconocidos por la IUPAC.

(i) Cuadro de prefijos y nombre de alcanos

No de átomos de carbonos	Prefijo	Formula	Nombre de alcano (*prefijo + sufijo*)	Formula global
1	*met*	CH_4	Metano	CH_4
2	*et*	CH_3-CH_3	Etano	C_2H_6
3	*Prop*	CH_3-CH_2-CH_3	Propano	C_3H_8
4	*but*	CH_3-CH_2-CH_2-CH_3	Butano	C_4H_{10}
5	*pent*	CH_3-$(CH_2)_3$-CH_3	Pentano	C_5H_{12}
6	*hex*	CH_3-$(CH_2)_4$-CH_3	Hexano	C_6H_{14}
7	*hept*	CH_3-$(CH_2)_5$-CH_3	Heptano	C_7H_{16}
8	*Oct*	CH_3-$(CH_2)_6$-CH_3	Octano	C_8H_{18}
9	*non*	CH_3-$(CH_2)_7$-CH_3	Nonano	C_9H_{20}
10	*dec*	CH_3-$(CH_2)_8$-CH_3	Decano	$C_{10}H_{22}$
11	*undec*	CH_3-$(CH_2)_9$-CH_3	Undecano	$C_{11}H_{24}$
20	*eicos*	CH_3-$(CH_2)_{18}$-CH_3	Eicosano	$C_{20}H_{42}$
23	*tricos*	CH_3-$(CH_2)_{21}$-CH_3	Tricosano	$C_{23}H_{48}$
30	*triacont*	CH_3-$(CH_2)_{28}$-CH_3	Triacontano	$C_{30}H_{62}$
40	*tetracont*	CH_3-$(CH_2)_{38}$-CH_3	Tetracontano	$C_{40}H_{82}$
50	*pentacont*	CH_3-$(CH_2)_{48}$-CH_3	Pentacontano	$C_{50}H_{102}$

(ii) Algunos Radicales alquílicos

Radical	**Nombre**	**Radical**	**Nombre**
CH_3-	metilo*	CH_2=CH-	Etenilo (o vinilo)
CH_3-CH_2-	etilo	CH_2=CH-CH_2-	Propenilo (o alilo)
CH_3-CH_2-CH_2-	propilo	CH_2=CH-$CH_2$$CH_2$-	1-butenilo
CH_3-CH(-CH_3)-	isopropilo	CH_3-CH=CH-CH_2-	2-butenilo
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-	butilo	HC≡C-	etinilo
CH_3-CH(CH_3)-CH_2-	isobutilo	CH_3-C≡C-	1-propinilo
CH_3-CH_2-CH(CH_3)-	*sec*-butilo	HC≡	metilidino
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-	pentilo	CH_3-C≡	etilidino
CH_3-C(CH_3)(CH_3)—	*terc*-butilo	C_6H_5-	fenilo
CH_3-CH(CH_3)—CH_2-CH_2—	isopentilo	C_6H_5-CH_2-	bencilo
CH_3-CH_2-C(CH_3)(CH_3)—	*terc*-pentilo	C_6H_5-C≡	bencilidino
CH_3-C(CH_3)(CH_3)-CH_2—	neopentilo		
CH_3-CH(CH_3)—CH_2-CH_2-CH_2—	isohexilo		

PRACTICA 8

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS. HIDROCARBUROS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los nueve hidrocarburos saturados de formula molecular C_7H_{16}

2. Escriba las fórmulas de varillas de los ocho compuestos aromáticos que contengan benceno y que tengan la formula molecular C_9H_{12}

3. Con la ayuda de un resaltador marque (o delinea) la cadena carbonada más larga

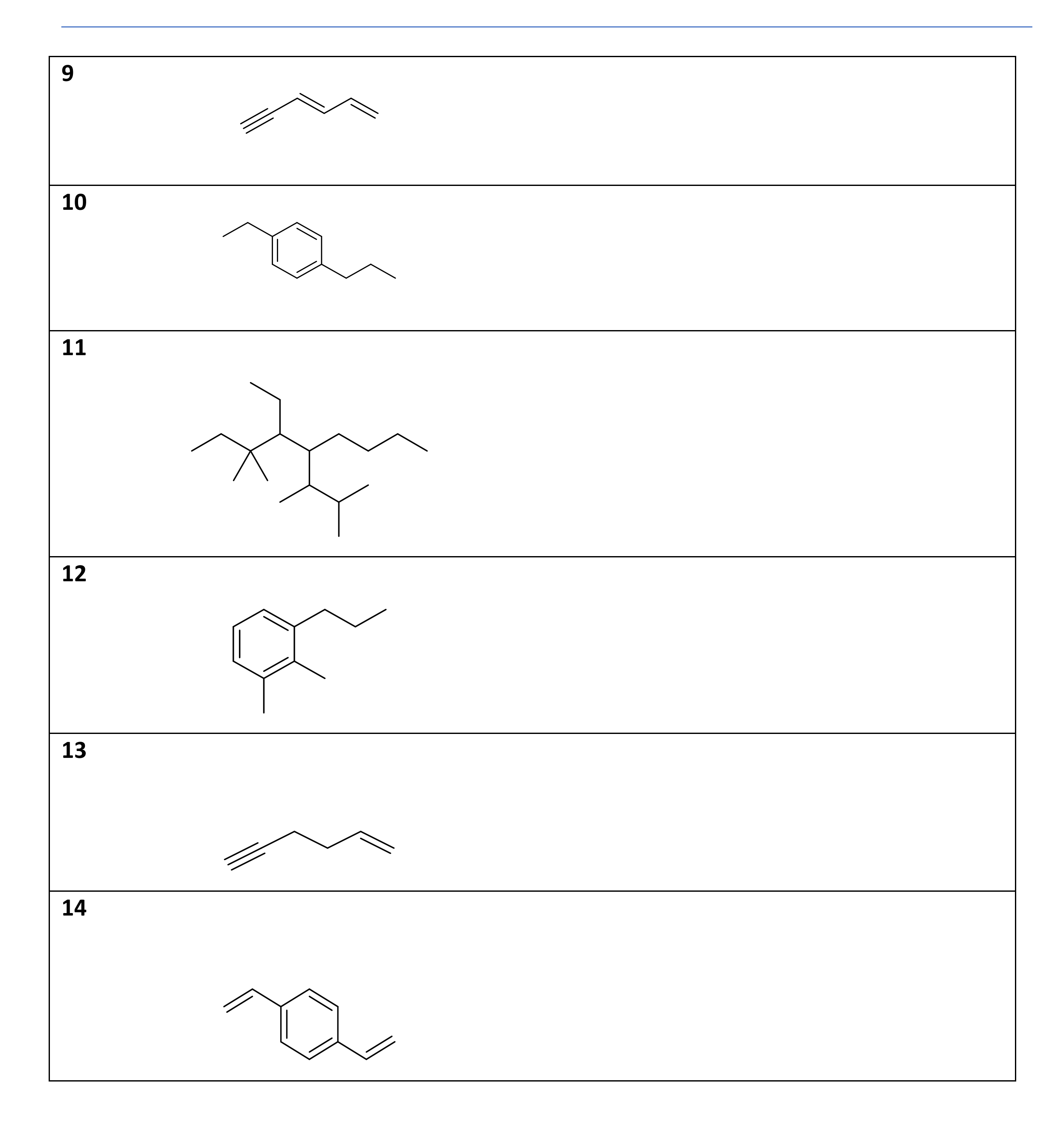
PRACTICA 8

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS. HIDROCARBUROS

INFORME DE LABORATORIO

I. Seleccionar la cadena principal, **numerar y nombrar** correctamente cada una de las siguientes estructuras.

Estructura	Nombrar
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	



II. Formular las estructuras de varillas para los siguientes nombres de hidrocarburos.

	Nombre	Formular estructura
1	1-Ciclohexil-1,4-dimetil-2-pentino	
2	1-Fenil-2-metilpropeno	

3	3-Isobutilciclohexeno
4	1-Etil-3-metilciclobutano
5	4-Etil-3-metil-5-propilnonano.
6	(2-Ciclohexenil)benceno
7	m-Etilmetilbenceno

PRACTICA 9

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS. OXIGENADOS Y NITROGENADOS

I. Capacidades

1.1. Reconoce las distintas funciones orgánicas.

1.2. Asigna nombres sistemáticos a compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados.

1.3. Formula compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados.

II. Desarrollo Temático

2.1. Criterios Básicos

a. Cuando haya un único grupo funcional en la molécula, la cadena principal debe contener el átomo de carbono implicado en el grupo funcional, aunque la cadena principal resulte más corta que otras alternativas que no lo contengan. La cadena principal se numera de tal forma que corresponda al carbono del (o unido al) grupo funcional el localizador más bajo posible.

b. Si hay más de un grupo funcional, se elige a uno de ellos como función o grupo principal (de acuerdo con el orden de preferencia indicado en la siguiente tabla) mientras los otros pasan a ser considerados simples sustituyentes.

Orden de preferencia para la elección de grupo funcional
1. Cationes 2. Ácidos, en el siguiente orden: R-COOH, $RCOO_2H$, ácidos sulfónicos, etc. 3. Derivados de los ácidos en el siguiente orden: anhídridos, esteres, haluros de acilo, amidas, etc. 4. Nitrilos 5. Aldehídos 6. Cetonas 7. Alcoholes, fenoles 8. Aminas 9. Éteres 10. Peróxidos

c. Funciones orgánicas oxigenadas y Nitrogenadas

Función	Fórmula General	Grupo Funcional	Prefijo	Sufijo	Ejemplos
Alcohol	R-OH	-OH HIDROXILO	hidroxi	-ol	C_2H_5OH Etanol
Éter	R-O-R`	-O- OXI	oxa u oxi	eter	C_2H_5-O-C_2H_5 Etoxietano
Aldehído	R-CHO	—C(=O)—H CARBONILO	oxo ó formilo	-al	CH_3-CHO Etanal
Cetona	R-CO-R’	—C(=O)— CARBONILO	oxo	-ona	CH_3-CO-CH_3 Propanona
Ácido carboxílico	R-COOH	—C(=O)—O—H CARBOXILO	carboxi	Acido -oico	CH_3-COOH Ácido etanoico
Ester	R-COO-R’	—C(=O)—O—R' CARBOALCOXI	oxicarbonil	-ato	CH_3-COO-C_2H_5 Acetato de etilo
Amina	$R-NH_2$	R—N(—)— AMINO	amino	amina	CH_3-CH_2-NH_2 etilamina
Amida	R-CO-NH_2	R—C(=O)—N(—)— AMIDO	carbamoil	amida	CH_3-CO-NH_2 etanamida
Nitrilo	R-CN	R-C≡N CIANURO	ciano	nitrilo	CH_3-CN etanonitrilo

PRACTICA 9

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS. OXIGENADOS Y NITROGENADOS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Dibuje las fórmulas semidesarrolladas de:
   (a) Dos ácidos carboxílicos

   (b) Dos éteres cíclicos

   (c) Una amina primaria y una secundaria

   (d) Dos alcoholes que tengan la formula $C_4H_{10}O$

2. Para los siguientes compuestos cuyo nombre trivial o común se presenta, buscar vía internet sus aplicaciones y la función orgánica más importante que presenta.

   Glicerol

   Anisol

   Pentaeritriol

   Acido salicílico

   Éter de anestesia

   Acido carbólico

   Binol

   MTBE

   Acido maleico

   Ácido acrílico

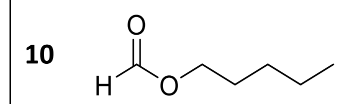
PRACTICA 9

COMPUESTOS ORGANICOS. OXIGENADOS Y NITROGENADOS

INFORME DE LABORATORIO

1. Seleccionar la cadena principal, **numerar y nombrar** las siguientes estructuras orgánicas

	Estructura	Nombrar
1	O, NH_2	
2	CHO	
3	HO, OH	
4	HOOC, COOH, Ph	
5	COOH, OH	
6	OH, HO, CHO	
7	O, Cl, N	
8	O, O, OH	
9	OH, Ph, HO, OH	

10	
11	
12	
13	
14	

2. Formular la estructura de varillas para los siguientes compuestos oxigenados y nitrogenados

	Nombre	**Formular Compuesto**
1	Acido 4-pentilhepta-2,5-dienodioico	
2	4-cloro-2-metil-5-heptin-3-ona	
3	1,4-hexanodiol	
4	5-fluoro-4-propil-1,3-bencenodiol	

5	5-hexen-3-in-2-ona
6	2,3-diclorobutanoatode fenilo
7	*N*-pentilhexanamida

PRACTICA 10

ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGANICOS

I. Capacidades

a. Reconoce el tipo de hibridación de los átomos de carbono, oxígeno y nitrógeno en diferentes funciones orgánicas.

b. Representa las estructuras tridimensionales orgánicas usando cuñas y líneas.

c. Mejora de la visión espacial/tridimensional de las moléculas orgánicas mediante el uso de modelos moleculares

II. Fundamento teórico

Según la Teoría de Enlace de Valencia (TEV) un átomo al formar un enlace covalente sus orbitales atómicos se combinan para dar lugar a orbitales híbridos que al acomodarse en el espacio de manera tridimensional definirán la geometría de los enlaces covalentes que formara.

Tipos de Hibridación

Hibridación	Orbitales involucrados	Carbono	Oxigeno	Nitrógeno
sp^3	*$s + p_x + p_y + p_z$*	C 109.5° tetrahedro	O 104.5° forma V	N 107° piramide trigonal
Funciones orgánicas (Genera enlace simple: σ)		*Alcanos, cicloalcanos*	*Alcoholes, éteres*	*Aminas*
sp^2	*$s + p_x + p_y$*	p_z 120° C trigonal planar	p_z O	p_z N
Funciones orgánicas (Genera enlace doble: σ y π)		*Alquenos, aromáticos*	*Cetonas, aldehídos, ácidos carboxílicos y derivados*	*Iminas*
sp	*$s + p_x$*	p_z p_y C 180° lineal	No hay	p_z p_y N
Funciones orgánicas (Genera enlace triple: σ y dos π)		*Alquinos*		*Nitrilos*

Representaciones Tridimensionales. Cuñas y líneas

Las estructuras de los compuestos al ser tridimensionales pueden resultar compleja la representación de sus enlaces, por ello se ha optado por usar enlaces en forma de cuña (◀) a aquellos que se encuentran por encima de un plano. Los enlaces que se desplazan por debajo del plano se representan en forma de líneas segmentadas (⋯). Por último, los enlaces que se hayan en el mismo plano se representan con líneas continuas (—).

Principales Funciones Orgánicas

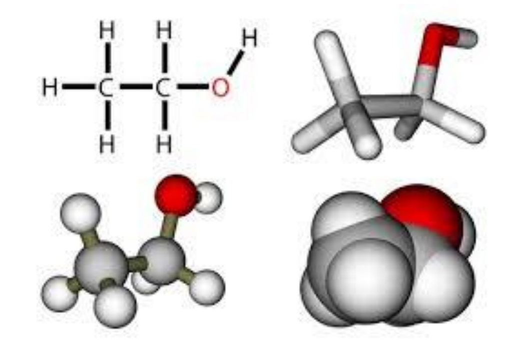
ALCANOS	ALQUENOS	ALQUINOS	AROMATICOS
—C—	C=C	—C≡C—	

ALCOHOLES	ETERES	ALDEHIDOS	CETONAS
R−OH	R−O−R	R−C(=O)−H	R−C(=O)−R

Ac. CARBOXIICOS	ESTERES	AMINAS	AMIDAS
R−C(=O)−OH	R−C(=O)−O−R	R−NH_2 R−NH−R	R−C(=O)−N(H)−R

Modelos Moleculares

En el S. XIX muchos químicos ya construían modelos a escala para entender mejor las estructuras de las moléculas. Se puede tener una mejor apreciación de las características que afectan a la estructura y a la reactividad cuando examinamos la forma tridimensional de un modelo molecular. Los modelos más utilizados son los de esqueleto, los de barras y esferas y los compactos. Probablemente los más familiares sean los de *barras y esferas*, en los cuales se da la misma importancia a los átomos que a los enlaces, mientras que los modelos de esqueleto y los compactos representan el extremo opuesto.



El *modelo de esqueleto* destaca el diseño de los enlaces de la molécula mientras que ignora el tamaño de los átomos, y el *modelo compacto* destaca el volumen ocupado por cada átomo a costa de una clara representación de los enlaces, los cuales son más usados en los casos en que se desea examinar la forma global de la molécula y valorar como están de cerca dos átomos próximos no enlazados. Las representaciones gráficas por ordenador han reemplazado

rápidamente a los clásicos modelos moleculares. En efecto, el término de modelización molecular usado ahora en química orgánica implica la generación de modelos por ordenador. Existen programas informáticos que además de construir los modelos rápidamente, permiten girarlos y observarlos desde diferentes perspectivas. Otros programas más sofisticados además de dibujar los modelos moleculares, incorporan herramientas computacionales que permiten evaluar cómo afectan los cambios estructurales a la estabilidad de la molécula.

(www.acdlabs.com/resources/free-chemistry-software-apps/chemsketch-freeware/)

III. Procedimiento

Con el kit de modelos moleculares ensamble la siguiente lista de moléculas:

a) Butano (c) 2-penteno (e) benceno (g) 1-butino (i) 3-metilbutanal

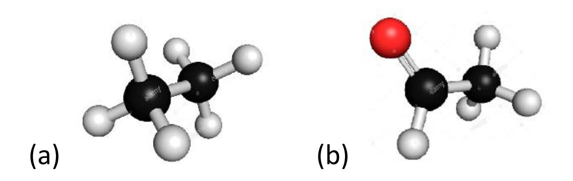
b) 2-propanol (d) acido 3-aminopropanoico (f) acetona (h) etilamina (j) acetamida

Con la ayuda del profesor establezca la mejor conformación posible. Ya partir de estos se dibujarán de forma tridimensional usando los enlaces de cuña, líneas segmentadas y líneas continuas. Considerar: esfera negra = átomo de carbono, esfera blanca = átomo de hidrogeno, esfera roja = átomo de oxígeno y esfera azul = átomo de nitrógeno; una varilla = enlace simple, dos varillas = enlace doble, tres varillas = enlace triple. Analice cada estructura y complete la información en el informe.



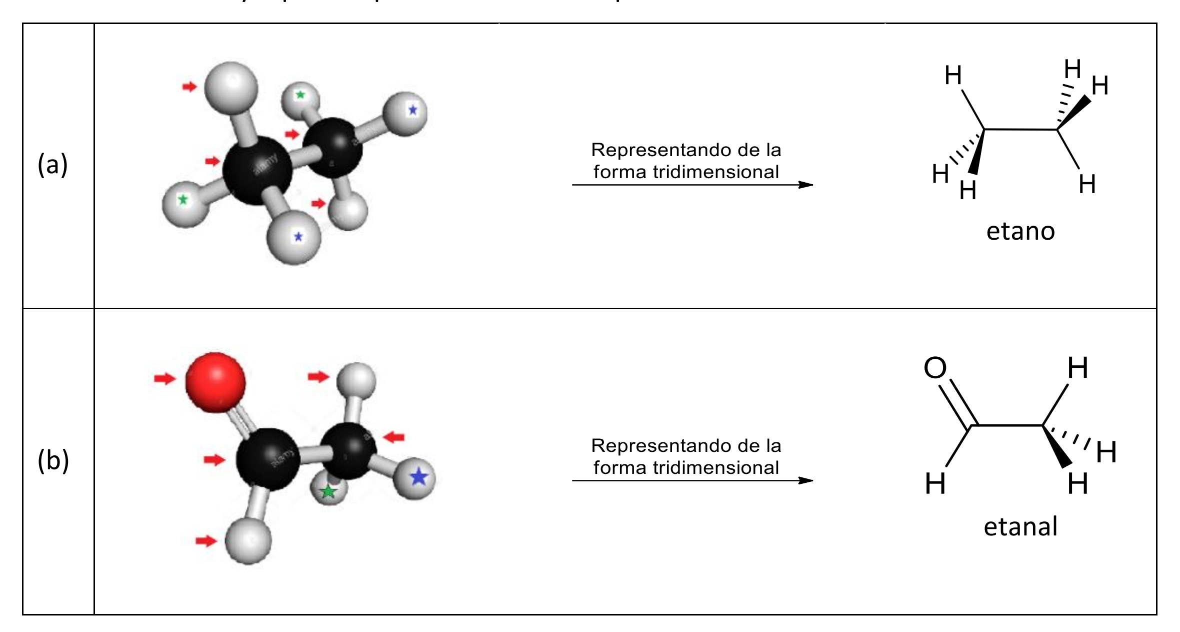
Por ejemplo

Representar las siguientes estructuras de forma tridimensional usando enlaces de cuñas y líneas.



Solución

Se definen los átomos que están en un mismo plano de referencia, en este caso todos los señalados con una flecha roja. Los átomos que se haya por encima del plano tienen un asterisco azul y aquellos que están detrás del plano un asterisco verde.



IV. Materiales

- Kit de modelos moleculares

PRACTICA 10

ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGANICOS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. ¿En qué se diferencia una fórmula molecular de una fórmula estructural desarrollada?
2. Escribir fórmulas estructurales semidesarrolladas para los tres (3) compuestos con la fórmula molecular, C_3H_8O. ¿Alguna de sus propuestas posee enlace p? ¿porqué?
3. Dibuje la formula de varillas del 2-pentanol y el etil propil éter. ¿Hay algo en común entre estos dos compuestos?
4. ¿Como definiría brevemente la isomería conformacional? Dibuje un ejemplo
5. Usando la formula de varillas represente los tres alquenos posibles para C_4H_8. Explique en que son diferentes.

PRACTICA 10

ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGANICOS

INFORME DE LABORATORIO

A partir de los modelos moleculares ensamblados y haber establecido la conformación más adecuada complete la siguiente tabla.

Formula desarrollada	Estructura tridimensional de cuñas y líneas	Átomos con hibridación			Tipos enlace	
		sp^3	*sp^2*	*sp*	σ	π
(a) Butano						
(b) 2-propanol						
(c) 2-penteno						
(d) Ac. 3-aminopropanoico						
(e) Benceno						

(f) Acetona						
(g) 1-butino						
(h) Etilamina						
(i) 3-metilbutanal						
(j) Acetamida						

PRACTICA 11

REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

I. Capacidades

1. Realiza diversas reacciones químicas orgánicas de adición, de sustitución y oxidación.
2. Identifica los productos orgánicos formados.
3. Identifica el tipo de reacción química orgánica.

II. Fundamento teórico

El avance de la química orgánica sintética ha conducido a un sin número de reacciones obteniéndose múltiples productos comerciales como: plásticos, fibras, medicinas, combustibles, etc. Las propiedades físico químicas características de estas sustancias orgánicas están determinadas por su estructura especialmente los grupos funcionales. Las reacciones orgánicas están enfocadas en la transformación de un grupo funcional en otro. Todas las reacciones orgánicas siguen principios fundamentales cuya base es la estructura molecular y las reacciones a las cuales los reactivos orgánicos pueden ser sometidos de acuerdo a su grupo funcional o función orgánica. En estas modificaciones estructurales ocurren rompimiento y formación de enlaces entre el sustrato y el reactivo.

Es posible que ocurran reacciones que compiten entre sí, la reacción que produce la mayor cantidad de producto se llama reacción principal.

Tipos de reacciones orgánicas

a) Reacciones de adición

Se presentan en compuestos insaturados, es decir, aquellos que presentan doble o triple enlace.

En esta reacción los átomos que forman el reactivo se adicionan al compuesto orgánico.

b) Reacciones de eliminación

Resultan de la eliminación de átomos del compuesto orgánico provocada por el reactivo generando una instauración.

X X + R → + RX_2

H Cl + KOH $\xrightarrow{\text{alcohol}}$ + KCl + H_2O

H OH + H_2SO_4 → + H_2O

c) Reacciones de sustitución

Resulta de la sustitución o reemplazo parcial de átomos del compuesto por átomos del reactivo.

X + B → B + X

+ Br_2 $\xrightarrow{\text{luz}}$ Br

OH + HBr → Br

O OH + HO $\xrightarrow{\text{H+}}$ O O

OH + Na → O^- Na^+ + H_2

d) Reacciones de Oxidación-Reducción

La oxidación y reducción no representan un nuevo tipo de reacciones, sino cambios que ocurren en los estados de oxidación que pueden acompañar a las reacciones de adición, sustitución y eliminación.

En esta clase de reacciones orgánicas, la oxidación implica la ganancia de átomos de oxígeno o la pérdida de átomos de hidrógeno. Por lo general, las reducciones se caracterizan por la ganancia de hidrógeno y, en muchos casos, por la pérdida de un heteroátomo (tal como oxígeno, nitrógeno, halógeno).

$$CH_3CH_2OH + KMnO_4 \xrightarrow{OH-} CH_3COO^- + MnO_2(s)$$

$$CH_3CH_2OH + K_2Cr_2O_7 \xrightarrow{H+} CH_3CHO + Cr^{3+}$$

$$C_6H_5CHO + Ag(NH_3)_2^+ \rightarrow C_6H_5COO^- + Ag(s)$$

$$CH_2{=}CH_2 + KMnO_4 \xrightarrow{OH-} CH_2OHCH_2OH + MnO_2(s)$$

AGENTES OXIDANTES	PRODUCTOS DE RECONOCIMIENTO
$KMnO_4 / OH^-$	MnO_2 Precipitado marrón
$KMnO_4 / H^+$	Mn^{+2} Solución incolora
$K_2Cr_2O_7 / H^+$	Cr^{3+} Solución verde azulado
$Ag(NH_3)_2^+ / OH^-$	Ag^0 Precipitado plateado (Espejo de plata)
Cu^{2+} / OH^-	Cu_2O Precipitado color rojo ladrillo

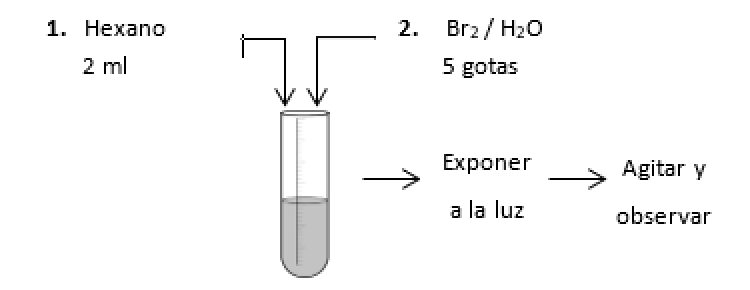
III. Materiales, reactivos y equipos

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPO
Tubos de ensayo, varilla de vidrio, mechero de alcohol	Agua destilada, hexano, soluciones de $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $NaHCO_3$, H_2SO_4, Br_2 en H_2O, acrilamida, etanol, metanol, acido acetil salicílico, sodio metálico.	Baño María

IV. Procedimiento

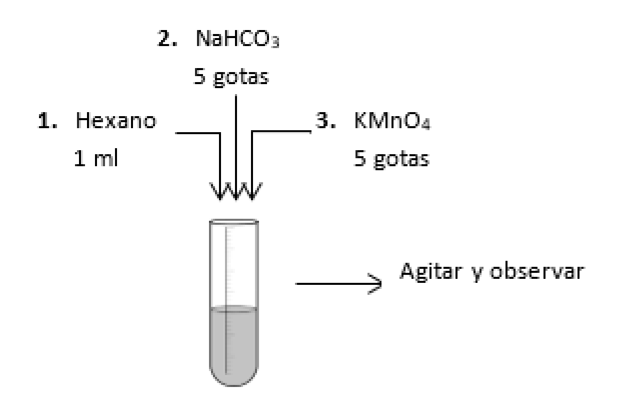
Realizar los siguientes experimentos. En cada caso anotar la ecuación química, describir sus observaciones del cambio químico y clasificar el tipo de reacción orgánica.

Experimento 1. Halogenación de alcanos



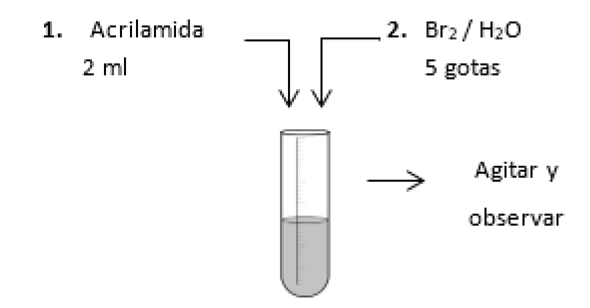
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 2. Ensayo de Von Baeyer para alcanos



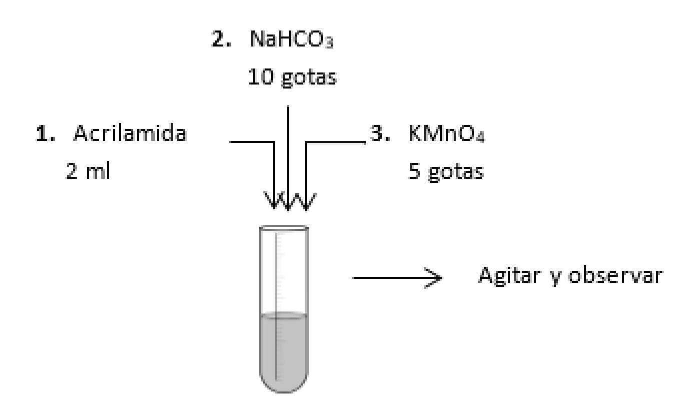
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 3. Halogenación de alquenos



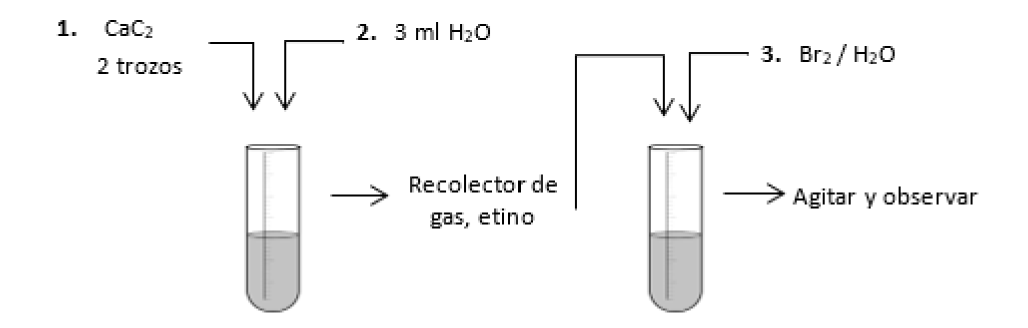
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 4. Ensayo de Von Baeyer para alquenos



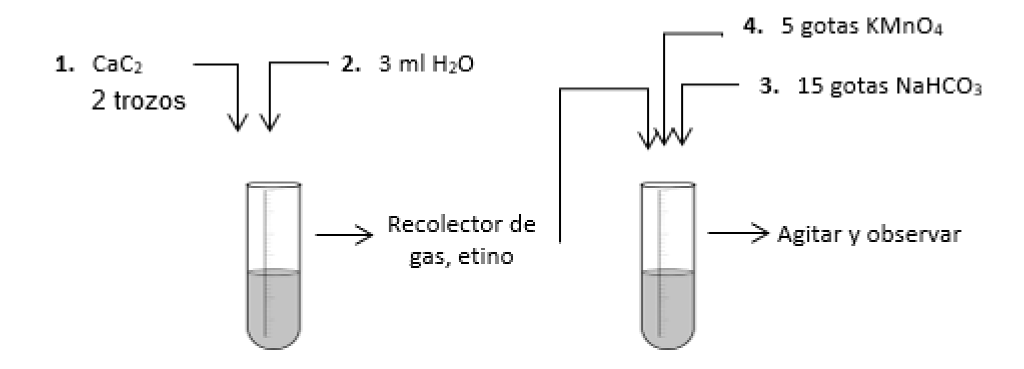
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 5. Halogenación de alquinos



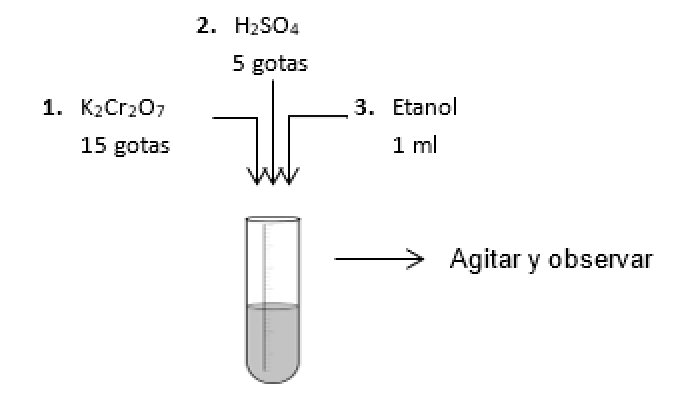
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 6. Ensayo de Von Baeyer para alquinos



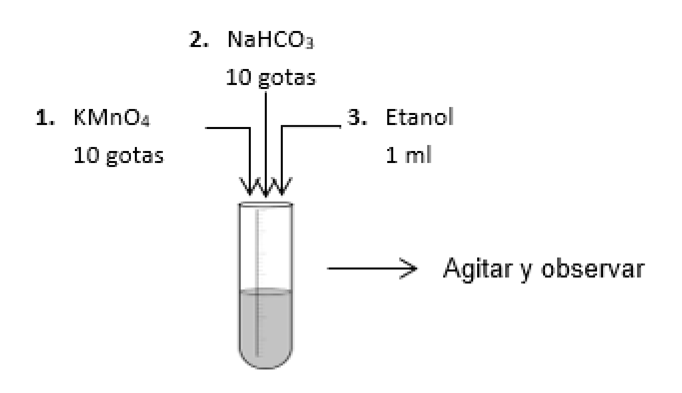
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

*Experimento 7. Oxidación de alcoholes primarios en aldehídos***.**



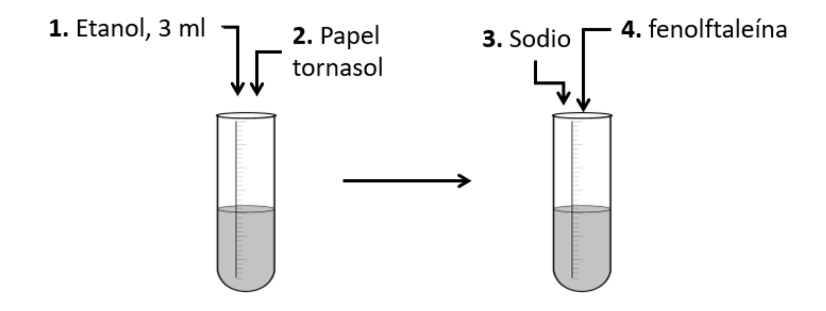
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 8. Oxidación de alcoholes primarios en carboxilatos.



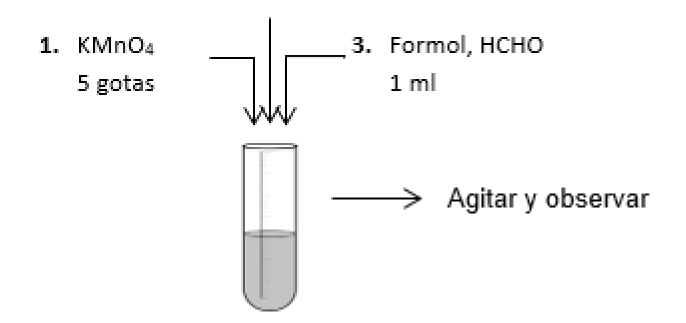
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 9. Formación de Alcóxidos (Reacción Exotérmica)



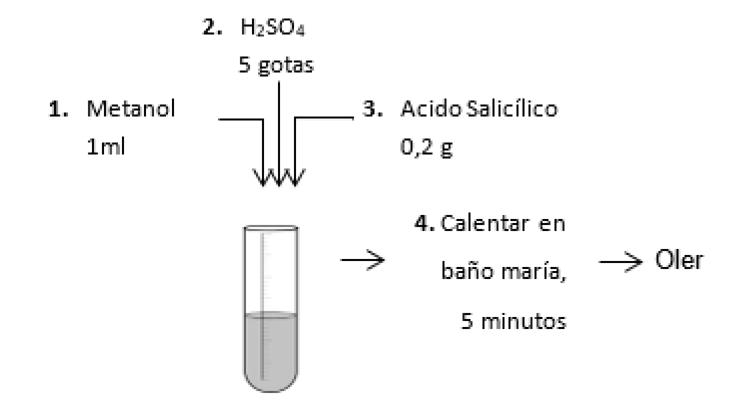
Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 10. Oxidación de aldehídos en carboxilatos.



Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

Experimento 11. Reacción de Esterificación



Ecuación química	
Tipo de reacción	
Evidencias	

PRACTICA 11

REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Dibuje las siguientes estructuras señalando el sitio reactivo del compuesto (Grupo Funcional). Utilizar formulas semidesarrolladas:
   a) Butano b) penteno c) etanol d) propino e) propanal f) ac. propanoico

2. Explicar en qué consiste las reacciones de *Von Baeyer*

3. ¿Qué funciones orgánicas oxigenadas son oxidadas con permanganato de potasio? De un ejemplo para cada caso.

4. Escribe cuatro ejemplos de reacciones orgánicas de aplicación industrial.

5. Escribe un ejemplo de una reacción de adición, sustitución, eliminación.

PRACTICA 11

REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

INFORME DE LABORATORIO

1. Complete la siguiente tabla con todas las reacciones realizadas durante la practica

Exp.	Ecuación química	Tipo de reacción	Evidencias
1			
2			
3			
.....			

2. ¿Por qué las reacciones realizadas han ocurrido en fase liquido?

3. Escriba el nombre de las reacciones que han sido
   - *Exotérmicas*
   - *Endotérmicas*

4. Complete la siguiente información en la tabla

Exp	*Nombre del experimento*	*Catalizador usado*	*Requirio calor*

PRACTICA 12

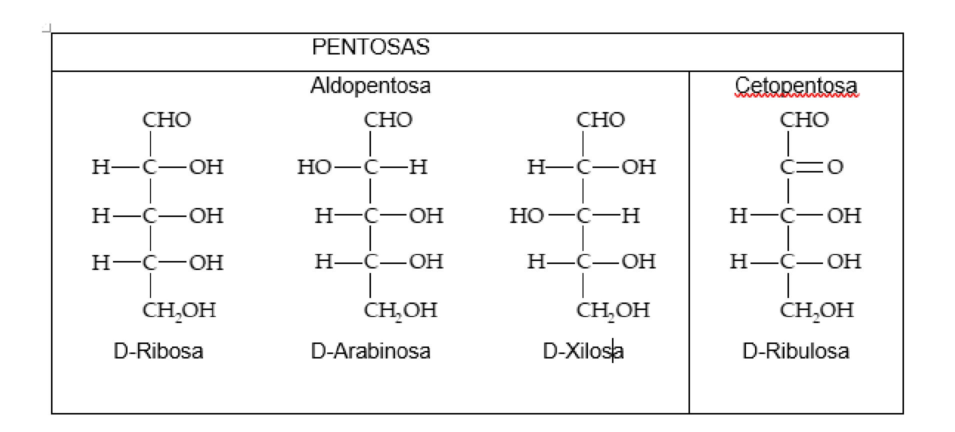
IDENTIFICACION Y PROPIEDADES DE LAS BIOMOLECULAS

I. Capacidades

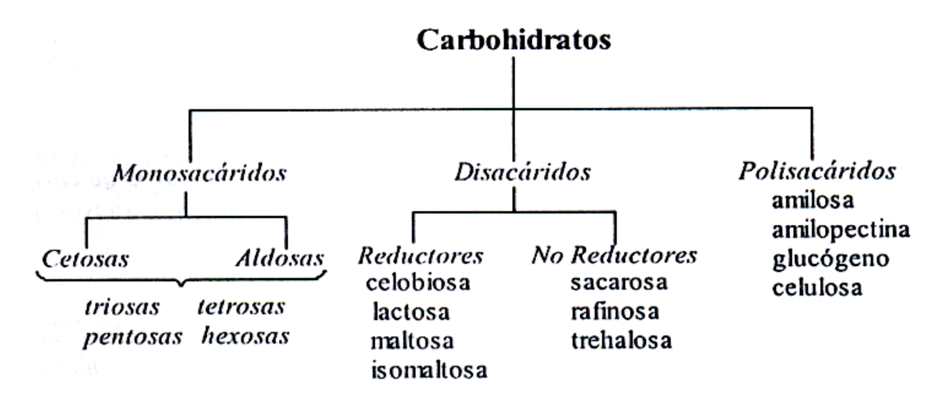
1. Verifica experimentalmente la diferencia entre un azúcar reductor y no reductor.
2. Realiza la hidrólisis de un azúcar no reductor y verifica la presencia de monosacáridos.
3. Identifica mediante reacción química la presencia del enlace peptídico en la proteína.
4. Identifica mediante reacción química la presencia de grupo fenílico en la proteína.
5. Verifica experimentalmente propiedades de los lípidos.

II. Fundamento teórico

Los carbohidratos. Su estructura química indica que estas sustancias son polihidroxialdehidos y polihidroxicetonas cuya fórmula general es (CH_2O) n. Se clasifican de acuerdo con el número de unidades monoméricas de que estén constituidos: monosacáridos o azúcares simples, oligosacáridos y polisacáridos. Entre los monosacáridos el más abundante es la glucosa, la que representa un metabolito muy importante para la obtención de energía química y para la formación de sustancias de reserva.



Clasificación de Carbohidratos



Las proteínas. Son macromoléculas de elevado peso molecular, pero al efectuarse la hidrólisis ácida de estas, se obtienen una serie de compuestos orgánicos sencillos de bajo peso molecular: los α-aminoácidos:

Carbono α

$$H_2N-\underset{\underset{R}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{||}}{C}-OH$$

Los aminoácidos difieren entre sí en la estructura de sus grupos R o cadenas laterales. Por l o común, solamente se encuentran veinte aminoácidos diferentes, de los 170 conocidos, c omo pilares estructurales de las proteínas presentes en los organismos superiores. En las moléculas proteicas, los aminoácidos se unen entre sí mediante enlaces peptídicos.

Enlace peptìdico

$$H_2N-\underset{\underset{R^1}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{||}}{C}-OH + H_2N-\underset{\underset{R^2}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{||}}{C}-OH \longrightarrow H_2N-\underset{\underset{R^1}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{||}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-\underset{\underset{R^2}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{||}}{C}-OH$$

Aminoácido 1 Aminoácido 2 Dipèptido

Los lípidos. Bajo la denominación de lípidos se conoce todo un conjunto de sustancias estructuralmente heterogéneas, las cuales pueden ser extraídas de tejidos vegetales o animales al ser tratados con disolventes orgánicos apolares. Los lípidos se clasifican como simples, entre los que se encuentran las grasas neutras formadas por la unión entre la glicerina y los ácidos grasos, y complejos entre los que se incluyen los esteroides las lecitinas y otros.

El tratamiento de grasas o aceites con bases fuertes como la lejía (NaOH) o la potasa (KOH) hace que se sometan a hidrólisis (saponificación) para formar glicerol y la sal de un ácido graso de cadena larga denominado "jabón" (ejemplo: estearato de sodio). Debido a que los jabones son sales de bases fuertes y ácidos débiles, deben ser débilmente alcalinos en solución acuosa.

$$\begin{array}{l} CH_2-O-\overset{\overset{O}{||}}{C}-C_{17}H_{35} \\ | \\ CH-O-\overset{\overset{O}{||}}{C}-C_{17}H_{35} \\ | \\ CH_2-O-\overset{\overset{O}{||}}{C}-C_{17}H_{35} \end{array} + 3NaOH \xrightarrow{\Delta} \begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + 3C_{17}H_{35}\overset{\overset{O}{||}}{C}-O^-Na^+$$

Tristearin Glycerol Sodium stearate (a soap)

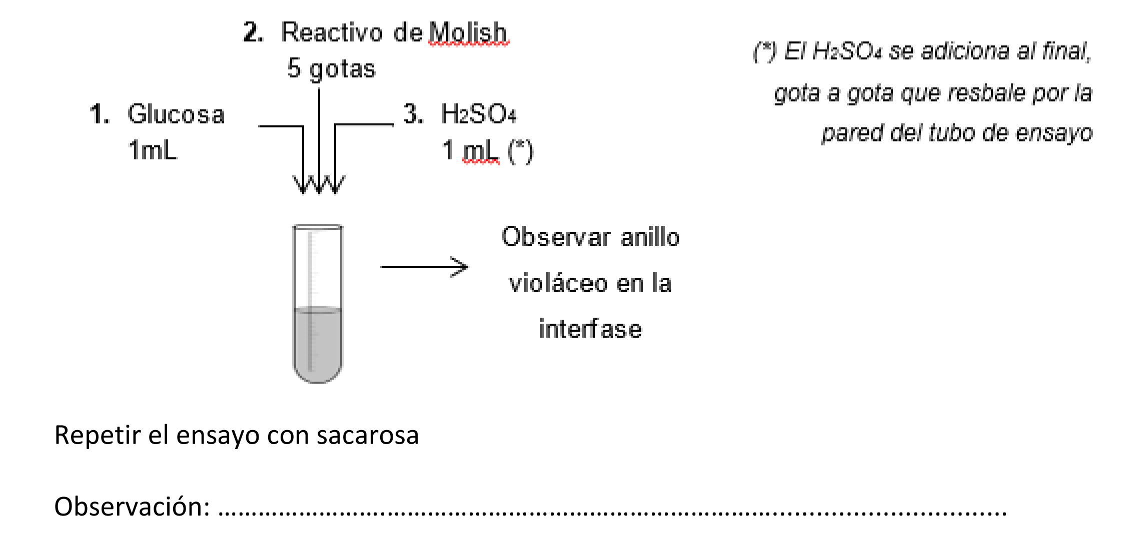
I. Materiales, reactivos y equipos

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPO
Tubos de ensayo Varilla de vidrio Mechero de alcohol	Agua destilada, HNO_3 (*ac*), NH_4OH (*ac*), hexano, $FeCl_3$ (*ac*), $CaCl_2$ (*ac*), $MgCl_2$ (*ac*), HCl(*ac*), NaOH (*ac*), $CuSO_4$(*ac*), Glucosa, Sacarosa, Clara de huevo Cinta multicolor, Reactivo de Fehling, fenolftaleína,	Baño María

II. PROCEDIMIENTO

CARBOHIDRATOS

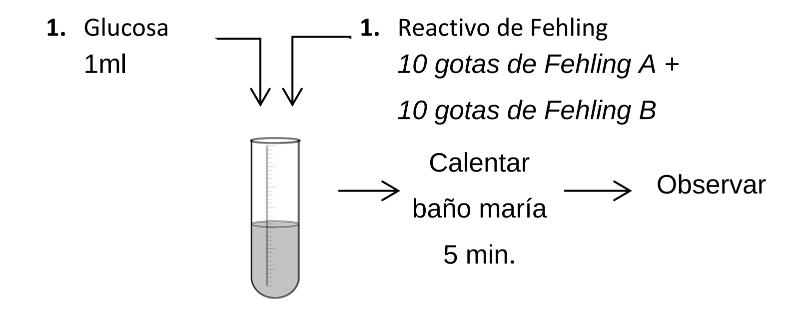
EXPERIMENTO 1. Reconocimiento de Carbohidratos. Ensayo de Molish



Repetir el ensayo con sacarosa

Observación: ……………………………………………………………………………………………

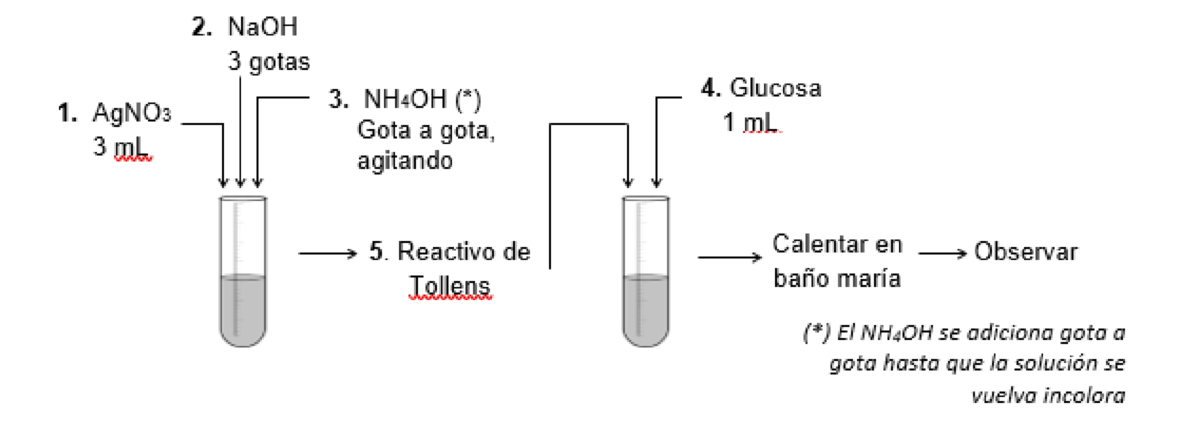
EXPERIMENTO 2. Ensayo de Fehling: Reconocimiento de Azucares Reductores.



Repetir el ensayo con sacarosa

Observación: ……………………………………………………………………………………………

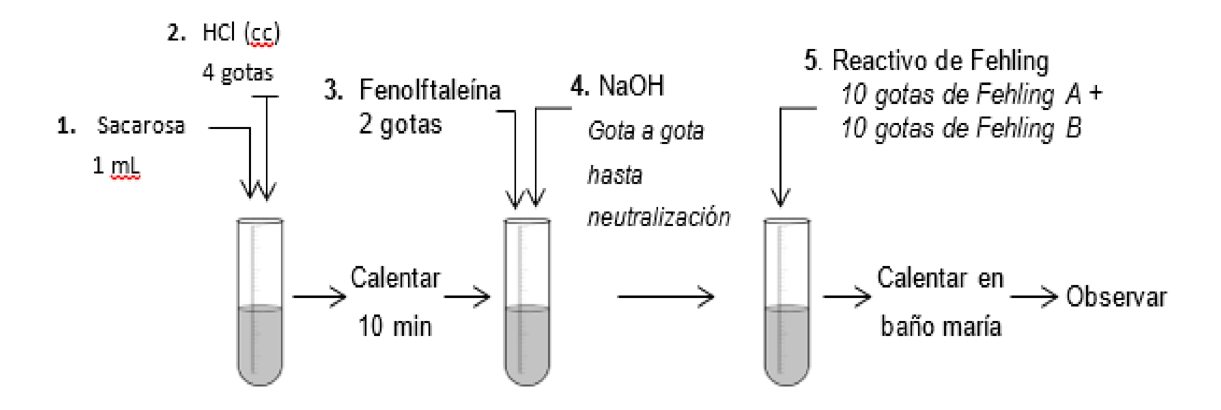
EXPERIMENTO 3. Ensayo de Tollens: Reconocimiento de Azucares Reductores



Repetir el ensayo con sacarosa

Observación: ……………………………………………………………………………………………….

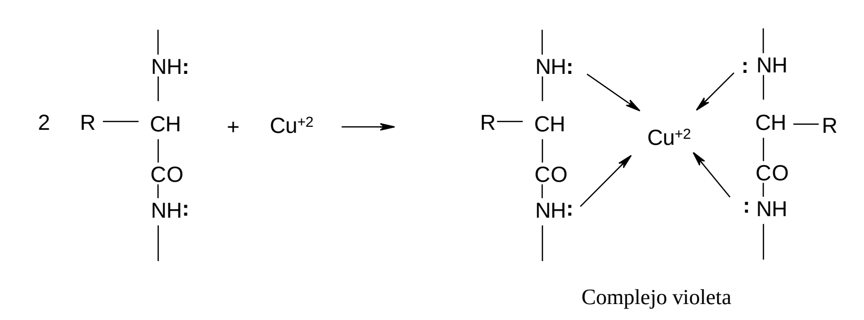
EXPERIMENTO 4. Inversión de azúcares. Hidrólisis de la sacarosa

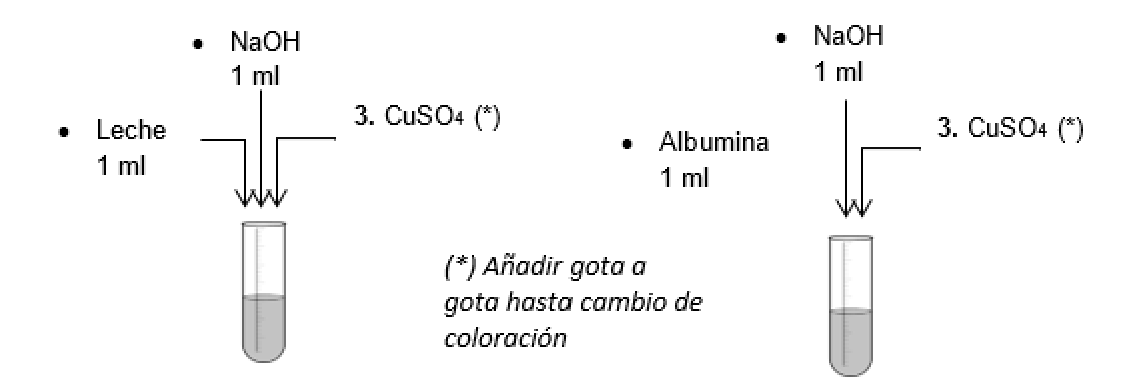


Observación: ……………………………………………………………………………………………….

PROTEINAS

EXPERIMENTO 5 . Reconocimientos del Enlace Amídico: Reacción de Biuret





Observación: ……………………………………………………………………………………………

EXPERIMENTO 6. Reconocimiento de Grupos Fenilos. Ensayo Xantoproteico:

$[-NH-CH(C_6H_5)-CO-]_n + HNO_3 \longrightarrow [-NH-CH(C_6H_3(NO_2)_2)-CO-]_n$

Color Amarillo

1. Leche 1 mL → 2. HNO_3 5 gotas → Calentar → 3. 5 gotas NH_4OH → Observar color amarillo

Observación: ……………………………………………………………………………………………

LIPIDOS

EXPERIMENTO 7. Ensayos del comportamiento del jabón en agua dura

Preparar una solución jabonosa (1 gr de jabón en 100mL de agua caliente). Colocar 3 ml de la solución jabonosa en 3 tubos de ensayo (A, B, C) y añadir un 1mL de $MgCl_2$ al tubo A, 1 ml de $CaCl_2$ al tubo B y 1 ml de $FeCl_3$ al tubo C.

Observación: ………………………………………………………………………………………………..

EXPERIMENTO 8. Basicidad del jabón

Determine el pH de una solución de jabón utilizando cinta multicolor. ¿Cuál es el pH aproximado de su solución de jabón?

Observación: ………………………………………………………………………………………………..

PRACTICA 12

IDENTIFICACION Y PROPIEDADES DE LAS BIOMOLECULAS

PRE – LAB CUESTIONARIO

1. Dibuje una aldosa y una cetosa e identifique sus grupos funcionales encerrándoles con un círculo

2. Dibuje un disacárido reductor y señale el carbono anomérico y el enlace glicosídico.

3. Dibuje un a-aminoácido e identifique los grupos funcionales encerrándoles con un círculo.

4. Dibuje un dipéptido y señale el enlace amídico o peptídico.

5. Dibuje la estructura de la progesterona, la testosterona, un ácido graso saturado y un ácido graso insaturado. Identifique sus grupos funcionales encerrándoles con un círculo.

6. En que consiste la reacción de saponificación

PRACTICA 12

IDENTIFICACION Y PROPIEDADES DE LAS BIOMOLECULAS

INFORME DE LABORATORIO

Discuta y explique desde el punto de vista molecular los resultados de cada uno de los experimentados. Use la bibliografía recomendada en el curso

EXPERIMENTO 1. Ensayo de Fehling: Reconocimiento de Azucares Reductores.

EXPERIMENTO 2. Inversión de azúcares. Hidrólisis de la sacarosa

EXPERIMENTO 3. Reconocimientos del Enlace Amídico: Reacción de Biuret

EXPERIMENTO 4. Reconocimiento de Grupos Fenilos. Ensayo Xantoproteico

EXPERIMENTO 5. Ensayos del comportamiento del jabón en agua dura

EXPERIMENTO 6. Basicidad del jabón

BIBLIOGRAFIA

- Atkins -Jones (2012) . Principios de Química. España.Editorial Medica Panamericana.
- David Klein (2013). Química Orgánica. España. Editorial Medica Panamericana.
- Chang Raymond (2007). Química. Mexico D.F. McGraw-Hill.
- Mc Murray,John y Robert Fay (2009). Química General . Mexico. D.F. Pearson Prentice Hall.
- Petrucci, Ralph y otros (2003). Química General. Madrid. Pearson Prentice Hall.
- Silberberg, Martin (2002) . Química General. Mexico D.F. McGraw-Hill.
- L.G. Wade, Jr. (2012). Química Orgánica. Mexico. D.F. Pearson Educación.
- Whitten, K. (1992). Química General. Mexico D.F. McGraw-Hill.